



JORGE VIDAL

QUÍMICA
INORGÁNICA

CON NOCIONES DE MINERALOGÍA

12ª EDICION

EDITORIAL STELLA
BUENOS AIRES



12

**CENTRO DE DOCUMENTACION
MANUALES ESCOLARES
UNIA TLANTICO**

QUIMICA INORGANICA
CON NOCIONES DE MINERALOGIA

UNIVERSIDAD NACIONAL DE CORDOBA
CENTRO DE INVESTIGACIONES
CIENTÍFICAS Y TECNOLÓGICAS
INSTITUTO DE QUÍMICA

OBRAS DEL AUTOR

- Vida Vegetal (Botánica)** para 1^{er} Año (*Ciclo Básico y Comercial*).
- Botánica:** Volumen de 490 páginas, con 8 láminas en colores.
- Vida Animal (Zoología)** para 2^o Año (*Ciclo Básico y Comercial*).
- Zoología:** Volumen de 400 páginas, con 12 láminas en colores.
- Elementos de Física y Química**, para 3^{er} Año (*Ciclo Básico y Comercial*).
- Vida Humana (Primera Parte)**, para 3^{er} Año del Ciclo Básico.
- Vida Humana (Segunda Parte)**, para 4^o Año del Bachillerato.
- Anatomía y Fisiología**, para 3^{er} Año del Comercial.
- Anatomía, Higiene y Puericultura**, para 1^{er} Año del Magisterio.
- Anatomía, Fisiología e Higiene:** Vol. de 664 págs., con 6 lám. en colores.
- Apuntes de Biología (Agotada)**.
- Física (Primera Parte)**, para 4^o Año del Bachillerato.
- Física (Segunda Parte)**, para 5^o Año del Bachillerato.
- Merceología (Primera Parte)**, para 4^o Año del Comercial.
- Merceología (Segunda Parte)**, para 5^o Año del Comercial.
- Química Inorgánica**, para 4^o Año Nacional, Liceos y Escuelas Industriales.
- Química Orgánica**, para 5^o Año Nacional, Liceos y Escuelas Industriales.
- Mineralogía y Geología**, volumen de 260 páginas.
- Mineralogía, Petrología y Geología (Agotado)**.

QUÍMICA INORGÁNICA

CON NOCIONES DE MINERALOGÍA

por

JORGE VIDAL



12^a EDICION

Ajustada al programa oficial en vigencia
del Cuarto Año del Bachillerato

Editorial Stella

Viamonte 1984 — Buenos Aires

LIBRERIA COLOMBIANA
CAMACHO ROLDAN, CALI, LTDA.

Es propiedad.
Queda hecho el depósito que
ordena la Ley N° 11723.

PROLOGO

Esta obra se destina a los estudiantes de enseñanza secundaria, colegios nacionales, liceos, institutos preparatorios de ingreso a la facultad. No nos hemos propuesto ofrecer a los estudiantes un curso muy extenso, pero sí, un resumen bastante completo de los asuntos que figuran en los programas modernos de química elemental.

El alumno encontrará al final de cada capítulo un cuestionario y la descripción de muchos experimentos y preparaciones de fácil realización en su mayoría por no precisar aparatos complicados ni productos costosos.

A la parte experimental sigue un resumen que permitirá al estudiante compendiar lo visto anteriormente.

Va señalado en caracteres menores la parte del texto reservada especialmente para los estudios de ingreso a las diversas facultades. Estas nociones suelen ser, sin embargo, justipreciadas por los alumnos que estudiando los temas inscriptos en el programa de examen, profesan amor a esta ciencia y saben reconocer que no se domina un programa, sino en cuanto se lo supera.

Agradecemos de un modo especial las sugerencias que nos ha hecho llegar el profesor de la materia, doctor Angel Hernaiz.

Recibiremos complacidos cualquier indicación que se sirvan hacernos los profesores de la materia, en razón de mejorar y perfeccionar cada vez más nuestra obra.

EL AUTOR.

BIBLIOGRAFIA

- Babor José A.: Química General - 1943.
Berthelot Marcellin: Una revolución en Química. Lavoisier en 1948.
Bruni Giuseppe: Chimica generale e Inorganica con elementi de Chimica organica - 1947.
Calvet Enrique: Química General aplicada a la industria. Con aplicaciones de laboratorio - 1948.
Celis: Prácticas de Química Inorgánica.
Ephrain: Tratado de Química Inorgánica - 1940.
Mary E. Weeks: Elementos químicos.
Mellor L. W.: Tratado de Química Inorgánica - 1928.
Pascal P.: Enciclopedie de Chimie Inorganique - 1935.
Risenfeld Ernesto H.: Tratado de Química Inorgánica - 1945.
Sanroma A.: Elementos artificiales - 1949.
Victoria Eduardo: Prácticas químicas para cátedras y laboratorios - 1946.

PROGRAMA OFICIAL

(Plan 1953)

QUIMICA INORGANICA

(3 horas semanales)

NOTA: Los números entre paréntesis, indican las páginas del libro que resuelven los temas correspondientes.

- I. El agua (120). Agua pura y agua potable (124). Propiedades del agua destilada (128). Electrólisis del agua (análisis) (130). El hidrógeno (105). El hidrógeno de los ácidos (105). Propiedades del hidrógeno (108). Síntesis del agua (108). Poder reductor del hidrógeno (116).
- II. El fenómeno de la neutralización: sales (74-75). Estabilidad de las sales (507). Descomposición de sales (132). Pesos equivalentes (67-319). Teoría atómica de Dalton (66). Noción de molécula (315).
- III. Acido clorhídrico: preparación (148). Propiedades físicas (149): solubilidad (161). Propiedades químicas (149): carácter ácido (150). Acción de la corriente eléctrica (144). Importancia del ácido clorhídrico (150). Oxidación (146). Preparación del cloro (145). Propiedades (146): su combinación con el hidrógeno (146). Leyes de las combinaciones de los gases (309).
- IV. Leyes de los gases (312). Concepto de temperatura absoluta (508). Hipótesis molecular (314). Ley de Avogadro (313). Su importancia. El peso molecular (317). Volumen molecular (318). Determinación del peso atómico (319). Las fórmulas químicas (76).
- V. Halógenos (143): Fluor (152), Cloro (144), Bromo (155), Yodo (156): estudio comparativo (144). Valencia de los elementos (56). Valencia variable (57). Relación entre peso atómico y valencia: Ley de Dulong y Petit (516).
- VI. Azufre (200): Estado natural (200). Yacimientos argentinos (508). Propiedades físicas (203). Cristalización (203). Cristal (41). Breve idea acerca de la estructura de los cristales (41-45). Alotropía: concepto (45). Propiedades químicas del azufre (204): su poder reductor. Aplicaciones (205).
- VII. Compuestos oxigenados del azufre (205): anhídridos sulfurosos (208) y sulfúrico (211). Factores que modifican la velocidad de reacción: catálisis (134). Acido sulfúrico: obtención (211). Propiedades: acción de los reductores (216). Sales de ácido sulfúrico: ácidas y neutras (218). Importancia del ácido sulfúrico y sus sales (218). Electrólisis (130). Teoría iónica (132).

- VIII. Nitrógeno (173). Compuestos oxigenados: el ácido nítrico (181): estado natural, preparación. Propiedades (182): su poder oxidante. Importancia del ácido nítrico (184). Amoníaco (176): Sus propiedades básicas (179). Acción de las bases fuertes sobre las sales de amonio (178). Oxidación del amoníaco (178). Ciclo biológico del nitrógeno en la Naturaleza (175). Fósforo: estado natural (234). Preparación (234). Propiedades (236). Compuestos oxigenados (239). Acido fosfórico (240). Importancia de los superfosfatos (241).
- IX. Carbono (256): estado natural (256). Diamante (258) y grafito (259). Carbones fósiles (260). Los yacimientos de carbón en el país (508). Propiedades del carbono (256). Estudio de la combustión (264) y llama (265). Anhídrido carbónico (270). Carbonatos (273). El anhídrido carbónico en la Naturaleza (276). Importancia del anhídrido carbónico (272). Oxido de carbono (267). Silicio (290) y silicatos (293): Estado natural y aplicaciones.
- X. Metales: caracteres generales (361). Clasificación (364). Aleaciones: sus propiedades (365). Estado natural de los metales (364). Minerales y rocas (330). Propiedades físicas y químicas de los minerales (341). Clasificación (nociones) (363).
- XI. Metalurgia: conceptos fundamentales (369). Siderurgia (378). Fundición gris y blanca (382). Decarburación (385). Acero (384). Importancia industrial (386). Propiedades y compuestos del hierro (387).
- XII. Cobre (431): estado natural (431). Metalurgia (434). Propiedades (435). Aplicaciones (436). Compuestos del cobre (436). Aluminio (415). Estado natural (415). Metalurgia (415). Aluminotermia (371-417). Compuestos (418). Hidóxido de aluminio (418). Estado coloidal: coloides y cristaloides (25).
- XIII. Sodio (451): compuestos (452). Calcio (469): compuestos (470). Cales (472). Plomo (402). Cinc (439). Estaño (405). Cromo (391). Manganeso (390). Compuestos (391) y aplicaciones (391). Metales nobles: oro (419), plata (422).
- XIV. Breve referencia a la evolución de la química y la mineralogía en nuestro país. (527). Contribución de ambas disciplinas y las industrias derivadas a la independencia económica del país (529).

EXPERIMENTACION MINIMA

- I. Obtención del Hidrógeno (112). Estudio de sus propiedades: combustión (108), mezcla explosiva (108), poder reductor (116).
- II. Obtención del cloruro de sodio por neutralización (509). Descomposición de una sal por el ácido sulfúrico (508).
- III. Obtención del ácido clorhídrico (161). Estudio de sus propiedades: solubilidad (161), carácter ácido (150). Obtención del cloro (160). Estudio de sus propiedades: combinación con cobre (160), hierro (388), hidrógeno (510), poder decolorante (160).

- IV. Desalojo del bromo y del yodo por el cloro (510). Sublimación del yodo (40).
- V. Acción del calor sobre el azufre (203). Formación de un sulfuro (224).
- VI. Obtención del anhídrido sulfuroso (225) y estudio de sus propiedades (209). Acido sulfúrico deshidratante (astilla de madera, trozo de género, etc.) (217). Poder oxidante (cobre o azufre (216). Electrolysis de ácido sulfúrico o sulfato de cobre (en caso de disponer de material) (133).
- VII. Obtención de ácido nítrico (189). Estudio de sus propiedades: combustión de substancia orgánica, disolución de cobre (441), etc. Obtención de amoníaco (189). Estudio de sus propiedades: solubilidad (189), reacción básica (189).
- VIII. Poder reductor del carbono (óxido de cobre más carbono (281). Anhídrido carbónico: no comburente (175), enturbia agua de cal (282), etc.

Nota: Las experiencias indican el mínimo que el Profesor podrá realizar en aquellos colegios donde no existe laboratorio y para su ejecución bastan tubos de ensayos y drogas que pueden ser fácilmente adquiridas en farmacia. El Profesor podrá, a su juicio, llevar una carpeta de trabajos prácticos, donde se realizarán preferentemente problemas de aplicación.

Otra: Al finalizar el primer término lectivo el Profesor habrá desarrollado hasta la bolilla V inclusive; al finalizar el segundo término hasta la bolilla VIII inclusive, quedando el resto para el tercer término

INSTRUCCIONES

El presente programa de Química Inorgánica tiene por objeto enseñar a los alumnos a observar y a razonar. Para ello debe, el profesor, seguir el método científico rigurosamente en el orden siguiente: hecho, observación, descripción, interpretación y generalización. Por eso hay que realizar el experimento con el mínimo de complicaciones en cuanto se refiere al método de trabajo y al material utilizado; eliminando todo aquello que pueda desviar la atención del alumno del tema principal. El buen profesor siempre recurre a la experimentación en tubo de ensayos antes de utilizar complicados aparatos.

El profesor deberá dedicar, al iniciar el estudio de esta asignatura, tres o cuatro horas de clase para hacer una revisión, afirmar y completar los conocimientos adquiridos en el curso de Elementos de Física y Química, pues ellos han de servir como base para la realización de este programa de Química Inorgánica. En éste se ha procurado seguir un ordenamiento lógico, de tal manera que cada capítulo tenga un punto de contacto con el que le precede y siempre deje abierto el camino para los conocimientos que han de venir. De esta manera, el alumno irá ensanchando su campo de conocimientos sin grandes esfuerzos ni mayor violencia.

Los conceptos básicos han requerido más de diecinueve siglos para cimentarse; por tanto, no puede pretenderse dar estos conceptos por definiciones sino a medida que el desarrollo del curso lo permita. Así es como el concepto de átomo y molécula aparece como una necesidad para explicar los pesos equivalentes; la hipótesis molecular como una necesidad para explicar las combinaciones gaseosas y una vez que se conoce el peso molecular y el peso atómico se podrá llegar a escribir una fórmula química y recién entonces debe introducirse el concepto de valencia.

Siguiendo el método natural de ir de lo conocido a lo desconocido, de lo simple a lo complejo, se logrará dar al alumno la sensación de que descubre algo y saldrá del colegio seguro de que la química no es difícil

INDICE ALFABETICO

	Pág.		Pág.
Acero	384	Anhídrido	70-539
Acción catalítica	52	" arsénico	244
Acidimetría	326	" carbónico	270
Acidos	72-541	" silícico	292
Acido bórico	246	" sulfúrico	211
" clorhídrico	148	" sulfuroso	208
" fluorhídrico	153	Anisotropía	46
" fosfórico	239	Antimonio	407
" nitríco	181	Antracita	260
" silícico	293	Arbol de Saturno	410
" sulfhídrico	206	Arsénico	243
" sulfúrico	211	Aparato de Kipp y de Sainte- Claire Deville	112
Afinidad	51	Atomicidad	316
Agua	120-545	Atomo	11-314-488
" destilada	128	Azufre	200
" natural	124		
" gaseosa	272	B ario	476
" de cloro	147	Bases o hidróxidos	73-542
" mineral	126	Bióxido de nitrógeno	180
" oxigenada	133-545	Bismuto	408
" potable	124	Bomba atómica	498
" regia	184	" de hidrógeno	499
" (electrólisis)	130	Boro	245
Aire atmosférico	168	Brillo	338
" líquido	170	Bromo	155
Alambique	129		
Aleaciones	365	C admio	441
Alcalimetría	327	Calcio	469
Aluminio	415	Cales	472
Alotropía	46-95	Caloría	264
Alto horno	379	Caracteres de las sales	537
Alumbre	418	Caracteres organolépticos de los minerales	339
Aluminotermia	371	Carbón de Río Turbio	277
Amalgama	368	Carbonatos	273
Amoníaco	176	Carbono	256
Amonio	460		
Armónica química	115		
Análisis	110		

	Pág.		Pág.
Carbones cristalizados	258	Doble refracción	338
" naturales	260	Dureza	333
" artificiales	263		
Catálisis	134-537	Ecuación química	77
Centrifugación	19	Efusión	37
Cerámica	299	Ejercicios estequiométricos ..	320
Cemento	472	Elementos	53
Cianamida	475	Electrólisis del agua	130
Ciclo bioquímico del nitrógeno	175	Emulsión	32
" " " carbono ..	276	Ensayos por vía húmeda	350
Clasificación de los elemen-		" " " seca	342
tos	54	Equivalente químico	319
Clasificación de Mendelejeff .	501	Especie química	14
" " los metales .	372	Escala de Mohs	334
" " los minerales	353	Esclerómetro	333
Cloro	144	Estado de los cuerpos	9
Cloruro de sodio	453	" " la materia	38
Cobalto	389	" coloidal	25-40
Cobre	434	Estequiometría	523
Coloides	25	Estaño	405
Combustibles	264	Estroncio	476
Combinación	62	Estructura del átomo	488
Combustión	92	Evaporación	4
Constantes físicas	13	Experimento de Lavoisier ...	64
Cristal	41	" " Tyndall	27
Cristalización	38		
Cromo	391	Fabricación del vidrio	296
Cuantivalencia	56	Fenómenos físicos y químicos	50
Cuerpo	8	Fertilizantes	242
Curio	497	Filtración	18
Curva de solubilidad	22	Fisión nuclear	497
		Flúor	152
		Fluorescencia	338
Decantación	18	Fórmulas	76
Densidad	335	Fosfamina	240
Descomposición	67	Fosfato	241
Diamante	259	Fósforo	234
Diálisis	25	Fosfuro de hidrógeno	240
Dimorfismo	45	Fotosíntesis	276
Difusión	25	Fractura	333
Difusibilidad	108	Función química	70
Disociación	67	Fundición	382
Disolución	22-515	Fusibilidad	335
Dispersión	23	Fusión	4
División de los elementos ...	54		

	Pág.		Pág.
Gas de alumbrado	261	Litio	457
Geles	26	Loza	301
Grabado sobre vidrio	304	Llama	265-342
Grado hidrotimétrico	136		
" de división de la ma-		Magnesio	437
teria	11	Manganeso	390
Grafito	259	Materia	8 y 488
		Minerales	330
Halógenos	143-546	" (clasificación)	353
Hidrogeles	26	" (estructura)	331
Hidrógeno	105-545	" (reconocimiento) ..	342
Hidróxidos o bases	73	Mercurio	420
Hidrógeno atómico y molecular	109	Mesón	499
Hidrácidos	70	Metales	361
Hielo	129	Metaloides o no metales	54
" (fabricación)	179	Metalurgia	369
" seco	273	Mezcla	15
Hierro	378	Molécula	11-315
" dulce	383		
Hipoclorito	150-548	Negro de humo	263
Hipótesis de Avogadro y Am-		Negro animal	263
père	313	Neptunio	497
Hipótesis molecular	313	Neutralización	75-526
Horno eléctrico	370-382	Neutrón	490
Hulla	260	Nieve carbónica	273
		Níquel	389
Iodo	156	Nitratos	424-455
Ión	492	Nitrógeno	173
Isóbaros	496	Nomenclatura de los elemen-	
Isomorfismo	46	tos	55
Isótopos	495	Nomenclatura química	539
Isotropía	47	Notación química	56
Levigación	17	Oclusión	108
Leyes de Berthollet	513	Oro	419
Ley de Boyle-Mariotte	312	Osmosis	25
" Dalton	66	Oxácidos	72
" Dulong y Petit	516	Oxidación	92-533
" Faraday	131	Oxidantes	533
" Gay Lussac	309	Oxidos	71
" Henry	515	Oxígeno	88-519
" Lavoisier	64	Oxidos	71-540
" Proust	65	Oxido de carbono	268
" Richter-Wenzel	67	Oxidos de hierro	387
Lignito	261		

	Pág.		Pág.
Ozono	94	Sifón	18
Ozonizador de Berthelot y de W. von Siemens	94	Silicatos	293
Partículas	11	Silicio	290
Perla de fosfato	251	Símbolo	55
Peróxido de nitrógeno	181	Síntesis	110
Peso atómico	55-319-517	Sistemas cristalinos	42
Peso molecular	55-317-518	Sistemas homogéneos, hetero- géneos	15
Plata	422	Sobresaturación	23 y 516
Platino	406	Sodio	451
Plomo	402	Solidificación	4
Plutonio	497	Solubilidad	21
Positrón	481	Soluciones	21
Polimorfismo	45	Soplete	266
Porcelana	300	Soplete oxhídrico	108
Potasio	457	Sublimación	17
Propiedades físicas minerales.	332	Sulfatos	218
" magnéticas	341	Sulfuro de carbono	274
" químicas	337	Suspensiones	24
" térmicas	337	Sustancias	9
Protóxido de nitrógeno	180	" minerales	12
Pseudo soluciones	26	" simples y com- puestas	13
Purificación del agua	127	Tablas de las valencias	59
Química	1	Tabla de los pesos atómicos .	504
Radicales	57-541	Tamizado	17
Radio	484	Teluro	219
Radioactividad	483	Teoría atómica	488
Reacciones endotérmicas	53	" electrónica	491
" exotérmicas	53	" del flogisto	64
" química	51	" iónica	132
" gravimétricas	63	Termoquímica	524
" irreversibles	69	Transmutación de los elemen- tos	486
" reversibles	68	Turba	261
Reducción	108-535	Valencia	56-315
Reductores	511	Vidrio	294
Respiración	93	Voltámetro	130
Reversibilidad	68	Volumen molecular	316
Rocas	330	Yeso	473
Salas	75-543	Zinc	439
Saturación	23 y 516		
Selenio	219		

INTRODUCCION

HISTORIA DE LA QUIMICA

Sumario: I. Los tiempos primitivos. — II. La Alquimia. — III. Yatro-
química. — IV. Neumo-química. — V. Química del flogisto. — VI.
La era de la radioactividad y de la física atómica.

I. LOS TIEMPOS PRIMITIVOS.

Los Egipcios fueron los primeros que lograron reunir y relacionar entre sí hechos relativos a la química y que hicieron investigaciones de tal naturaleza que merecen ya el nombre de científicos. La observación base de toda invención ha sido llevada por ellos a cierto grado de perfección. Sin embargo no han sido químicos porque no han buscado la causa de los efectos que sabían producir.

Los Griegos, los Romanos no han sido más expertos que los egipcios. Sus concepciones sobre la naturaleza de las cosas, eran tomadas fuera del campo de la química. Entre los filósofos griegos, sin embargo, aparece la primera teoría científica: la **teoría atómica**, creada por *Leucipo* (430 años a. J. C.), concretada por *Demócrito* (400 años a. J. C.) el cual admitía que los átomos estaban dotados de movimiento continuo y que la materia era eterna; teoría sostenida entre los romanos por *Epicuro* (350 años a. J. C.) y por *Lucrecio*.

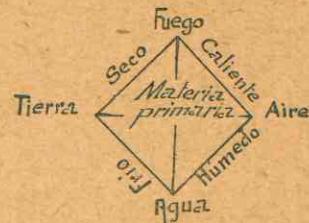
Empédocles (400 años a. J. C.) admitía la teoría atomista para explicar la esencia íntima de la naturaleza. Sostenía que la materia se reducía a 4 elementos fundamentales: agua, aire, fuego y tierra.

Aristóteles (322 años a. J. C.) aumentó la confusión introducida por *Empédocles*, que consideró los modos de manifestarse al tacto los cuatro elementos. Llegó a deducir cuatro esencias en la naturaleza, a saber: lo caliente, lo frío, lo húmedo, lo seco.

Imaginó un quinto elemento de orden superior al que llamó **quinta-esencia**, que era de naturaleza aérea, semiespiritual, difundida en toda la tierra.

A *Aristóteles* debemos las primeras tentativas del método experimental en la ciencia. Queriendo conocer si el aire era pesado, pesó en la balanza un odre, primero lleno de aire y después deshinchado, y no hallando diferencia entre las dos pesadas, dedujo que el aire no tenía peso.

Continuando sus estudios y experimentos sobre el aire se vió conducido a negar el vacío. Es de *Aristóteles* el aforismo: "la naturaleza tiene horror al vacío".



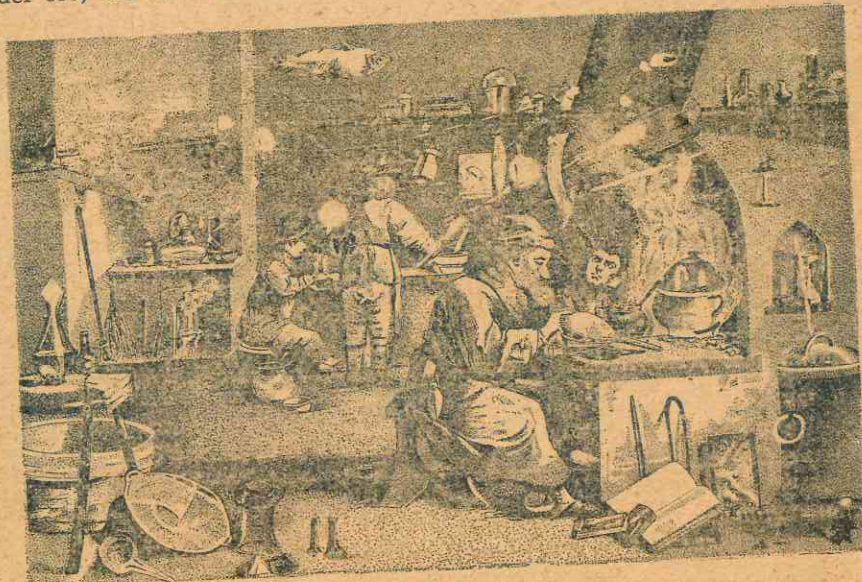
Los cuatro elementos de los antiguos

II. LA ALQUIMIA.

El saber de los antiguos se perdió en gran parte con el incendio de la biblioteca de Alejandría (640). La actividad científica sólo comenzó a reanudarse durante la invasión de Egipto por los árabes en el año 640.

Los árabes conquistaron toda el Africa del Norte y penetraron después en España. A la palabra química que tomaron de los egipcios, unieron el artículo árabe, transformándola en Alquimia.

El más grande alquimista árabe fué Geber (800 d. J. C.). Introdujo toda una serie de experimentos químicos para llegar a la preparación del oro, con otros metales.



Laboratorio de un alquimista.

Expuso una teoría química según la cual todos los metales contienen siempre dos sustancias en proporción variable. Estas dos sustancias serían el mercurio y el azufre.

El mercurio determina la fusibilidad, ductibilidad, brillo de los metales; el azufre es el productor de las varias modificaciones experimentadas por el metal sometido a la acción del calor.

Esta fase duró hasta el siglo XIII. Se extendió por toda Europa, y así hallamos a *Lhull*, en España (1200); a *Vilanova*, en Francia (1300); a *Magnus*, en Alemania (1250); a *Tomás de Aquino*, en Italia (1250), que estudiaron varios metales.

En el año 1500, *Basilio Valentín* se dedicó a buscar la piedra filosofal que tenía el poder de transformar un metal precioso y debía devolver a los viejos la juventud perdida.

Brand (1669) buscó la piedra filosofal en la orina. Calentándola encontró, con gran sorpresa, un cuerpo nuevo que emitía luz en la oscuridad: el fósforo.

Basilio Valentín, a los dos metales aceptados por Geber (mercurio y azufre), añadió un tercero: la sal, y entonces se inició el estudio de las sales metálicas.

III. YATROQUIMICA.

La química, que hasta el siglo XVI, había tenido como fin principal la transformación de los metales, dividió luego sus esfuerzos en dos direcciones distintas, puesto que hasta fines del siglo XVII, se dirigieron los trabajos de los alquimistas a la curación de las enfermedades.

El fundador o iniciador de la nueva dirección fué *Paracelso* (suizo, 1493-1541), que introdujo en la medicina doctrinas nuevas e independientes de la ciencia y reforzó, además, las ideas de los alquimistas sobre los componentes fundamentales de los cuerpos.

Consideraba al hombre como una combinación química y decía que las enfermedades se precipitaban cuando dicha combinación se alteraba, y que, por consiguiente, aquellos sólo podían curarse por medios químicos. El fin de la química, según él, no debía ser la búsqueda del oro, sino la preparación de medicinas.

Contemporáneos y sucesores de Paracelso son: *Agricola* (1553), en Alemania, que estudió la elaboración de los metales; *Libarius* (1616), en Alemania, que escribió el tratado de alquimia.

IV. NEUMO-QUIMICA.

Durante la misma época los esfuerzos se dirigieron al estudio de los gases.

Van Helmont (1644), partidario de Paracelso, fué el introductor de la palabra gas para distinguir la materia semejante al aire ordinario; conoció el óxido de nitrógeno, el anhídrido carbónico, los gases que se forman durante los procesos de la fermentación.

Roberto Boyle (1691) fué el principal iniciador de la química neumática, que se refería especialmente al estudio de los gases. Dió una idea más exacta de los cuerpos elementales y de las combinaciones. Demostró que la química no debía servir a fines alquimistas o terapéuticos, sino que debía ser considerada como una de las ciencias naturales.

Fundó un laboratorio químico en la Universidad de Oxford. Obtuvo ácido nítrico, perfeccionó la máquina neumática, estudió las combustiones en el vacío. Halló que el azufre no arde en el vacío; en cambio la pólvora de cañón se inflama en el vacío si se calienta sobre una lámina de hierro. Sacó la conclusión que la sustancia contenida en el aire que mantiene la combustión era análoga a la contenida en el nitro, uno de los constituyentes de la pólvora.

Boyle fué el primero que dió el concepto de elemento químico.

V. QUIMICA DEL FLOGISTO.

El estudio de la combustión ocupó a los químicos de aquella época durante más de un siglo. Empezando por *Hooke* (1635), y *Mayow* (1645), ambos discípulos de Boyle. Reconocieron que la combustión se realizaba en presencia del aire, que en ella una parte de éste desaparecía y que el producto de la combustión era más pesado que el cuerpo sin quemar. *Becher* (1682), esbozó una nueva hipótesis acerca de la combustión, la cual fué concretada y desarrollada por *Stahl* (1734).

Stahl admitió que todos los cuerpos combustibles contenían un principio común que les comunicaba la cualidad de inflamabilidad y de combustibilidad, y llamó al portador de esas propiedades **flogisto**. Los partidarios del flogisto sólo se fijaban en el **aspecto cualitativo** del proceso de la combustión prescindiendo del empleo de la balanza. Sus investigaciones en cuanto a las **condiciones cuantitativas** fueron infructuosas.

Aunque errónea, la hipótesis del flogisto contribuyó mucho al desarrollo de la química, porque aplicándola a varias sustancias, permitió descubrir nuevos cuerpos y estudiar fenómenos muy variados.

Durante la época del flogisto aparece una serie de químicos eminentes: *Macquer* (1784), último defensor de la teoría del flogisto que descubrió el ácido arsénico. *Scheele* (1786), que descubrió la composición del aire, del amoníaco, del ácido sulfhídrico.

Black (1799) en sus investigaciones sobre la magnesia, la cal y otras bases descubrió (1755) el *aire fijo* o ácido carbónico y su reacción sobre los álcalis y la cal. De este modo encontró el fundamento de la teoría de los gases, que luego desarrollaron *Cavendish*, *Priestley* y *Lavoisier*.

Priestley (1804), otro partidario del flogisto, además de los gases de la combustión estudió los de la respiración de los animales y de las plantas. Descubrió el nitrógeno, el óxido de carbono, el oxígeno. Obtuvo el oxígeno calentando el óxido de mercurio en el vacío mediante una lente grande. Determinó el peso específico de los gases.

Cavendish (1810) descubrió el hidrógeno. Demostró que en la combustión del hidrógeno se forma solamente agua.

Los esfuerzos de *Bergmann* con relación al análisis químico cuantitativo demuestran que los químicos flogistas no eran indiferentes a las relaciones ponderables y hace creer que estaban convencidos de la invariabilidad del peso de la materia en todas las transformaciones.

VI. PERIODO DE LA TEORIA ATOMICO-MOLECULAR.

El célebre químico francés, *Lavoisier* (1796), inició ese nuevo período de la historia de la química, que ha recibido el nombre de época de las **investigaciones cuantitativas o de la balanza**.

Con sus experimentos sobre las combustiones y oxidaciones *Lavoisier* demostró que la materia sólo tiene **peso** y es indestructible, estableciendo así su ley de la **conservación** de la materia. Demostró que el calor acumulado en los cuerpos no altera su peso. El hielo, por ejemplo, transformado en agua por absorción de calor no cambia de peso.

Puesto que la materia resiste a las acciones más violentas siempre se encontrará bajo una forma u otra, la totalidad de sus componentes. Así, pues, el calor y la luz son imponderables, son manifestaciones de las acciones químicas violentas. En una palabra: el fuego no es un elemento material, lo es menos la tierra recipiente de todos los materiales. De los cuatro elementos de la teoría de *Aristóteles* quedaban el aire y el agua.

Lavoisier, calentando mercurio en una atmósfera limitada, separa dos gases diferentes: el **nitrógeno** y el **oxígeno**, gases más simples que el **aire**; mezclando los dos gases en proporción conveniente reconstituye el aire.

Con *Meusnier* haciendo pasar vapor de agua sobre el hierro al rojo separó el hidrógeno del oxígeno y luego lograron hacer su síntesis.

En este mismo período de la química se fueron acumulando importantes descubrimientos. *Proust* (1826) indicó que en toda combinación los componentes se hallan en determinada relación. *Dalton* (1844) establece la **ley de la proporción múltiple** y la **teoría atómica**, la cual presta tantos servicios como medio didáctico para facilitar la comprensión de las reac-

ciones. *Gay Lussac* (1843) investiga la relación entre la materia y la energía, esto es, la física química. *Berzelius* (1848) estableció las relaciones existentes entre los volúmenes y los pesos de los cuerpos gaseosos. *Avogadro*, estableció la teoría molecular que es fundamental para la química moderna.

La gran mayoría de los químicos se dedicaron en estos tiempos a la investigación de la constitución de los cuerpos y estos trabajos fueron favorecidos por el empleo de la síntesis, cuya importancia en química orgánica, *Berthelot*, había puesto de manifiesto claramente.

VII. LA ERA DE LA RADIOACTIVIDAD Y DE LA FISICA ATOMICA.

La teoría del átomo, dado a conocer por *Dalton*, sufrió una modificación por lo que se refiere a su aplicación al cuerpo de la Física y de la físico-química, por la aparición de la teoría iónica introducida por *Clausius* a mediados del siglo XIX para indicar fracciones de molécula.

Los iones deben considerarse como átomo o restos moleculares dotados de carga eléctrica.

Las masas de estas cargas eléctricas son partículas materiales: los **electrones**.

Los electrones se han considerado como partículas vibrantes en el átomo y como la causa de vibraciones del éter, fundándose en ellas los conceptos de la electricidad y de la luz.

La teoría de los electrones, modificación del concepto atomístico de *Dalton* resulta más alterada por los hechos relativos al descubrimiento y a la investigación del radio por los esposos *Curie* (1898) y por la hipótesis deducidas a consecuencia de uno y otro.

La investigación del radio y de los hechos con él relacionados ha adquirido tal desarrollo que ha llegado a formar una verdadera rama de la química a la que se consagran muchos de los eminentes hombres de ciencia: *Lord Kelvin*, *Thomson*, *Rutherford*, *Bohr*, *Soddy*, etc.

CAPITULO I

SUSTANCIA

I. — PARTE TEORICA



Sumario: 1. Definición de la química. — 2. División de la química. — 3. Importancia de la química. — 4. Materia. — 5. Cuerpo. — 6. Sustancia. — 7. Diferencia entre sustancia y cuerpo. — 8. Estados de la materia. — 9. Cambios de estado de la materia. — 10. Grado de división de la materia. — 11. Estructura de la materia. **Hipótesis molecular. Teoría atómica.** — 12. Propiedades de las sustancias. — 13. Sustancias minerales o inorgánicas. — 14. Sustancias naturales y artificiales. — 15. Sustancias simples y compuestas. — 16. Sustancias puras. **Constantes físicas.** — 17. **Especie química.** — 18. **Mezcla.** — 19. Estado natural de las sustancias. — 20. Separación de los componentes de una mezcla: tamizado, levigación, decantación, filtración, centrifugación. — 21. Soluciones o disoluciones. Coeficiente de disolubilidad de un sólido. Disolución de gases. Curva de solubilidad. — 22. Saturación. Sobresaturación. — 23. **Dispersión. Grados de dispersión.** — 24. Difusión. Diálisis. Estado coloidal. — 25. Observación de los coloides: Geles e hidrogeles. Experimento de Tyndall. Metales coloides.

1. **Objeto de la Química.** — La Química tiene por objeto: a) el estudio de la materia y de su constitución; b) las reacciones que se producen entre los cuerpos en presencia y las leyes que las rigen; c) los fenómenos que se producen y que modifican de un modo permanente las propiedades de la materia.

2. **División de la Química.** — La Química se divide en general o filosófica y aplicada.

La *química general* estudia las propiedades comunes a todos los cuerpos y las leyes a que están sujetos los fenómenos comprobados.

La *química aplicada* estudia las propiedades de cada una de las sustancias en particular. Se incluyen en esta última la química medicinal, la agrícola, la industrial, la fisiológica, la analítica, etc., según se aplique a tal o cual ramo de la ciencia o de la industria.

La química aplicada, a su vez, se divide en *química inorgánica* o *mineral* que estudia los elementos y compuestos pertenecientes al reino mineral, y en *química orgánica* que estudia los compuestos que se sacan de los seres vivos, ya sean animales, ya sean vegetales.

Esta división no tiene nada de absoluto, porque se ha conseguido la fabricación artificial de muchas sustancias que proceden del reino vegetal y animal: urea, azúcar, índigo, etc.

La *química orgánica* se llama también *química del carbono* porque este cuerpo entra como componente en todas las sustancias orgánicas.

3. Importancia de la Química. — La química ha desempeñado un papel importante en el desarrollo de la civilización. De las aplicaciones de los productos muy variados que resultan de las investigaciones de la química, podemos inferir su gran importancia: a) en la *medicina*, donde encontramos medicamentos tan eficaces como la aspirina, la quinina, etc.; anestésicos, como el cloroformo, el éter, etc.; desinfectantes, etc.; b) en *agricultura*: abonos, destructores de plagas y venenos para insectos; c) en *industria* y en la *vida diaria*: utilización de nuevos productos como la seda artificial y curtidos, métodos nuevos de manufactura, fabricación de explosivos, obtención del petróleo y sus derivados, tan necesarios estos últimos para el automovilismo y la aviación, el gas de alumbrado, placas y películas para la fotografía y el cinematógrafo, etc.

4. Materia. — Se denomina *materia* a todo aquello que tiene peso, que ocupa un lugar en el espacio y que impresiona nuestros sentidos. Es pues ponderable.

Así por ejemplo: es materia, la madera que tocamos, el agua que produce sensación de frío o de calor al tocarla, la cerilla que emite luz y calor al encenderla.

Son manifestaciones de la materia, el sonido que percibe nuestro oído; la luz que percibimos con nuestros ojos; el calor, la electricidad que impresionan de diversos modos.

5. Cuerpo. — Llámense cuerpos materiales a los entes que nos rodean e impresionan nuestros sentidos; ejemplos: un tintero, una botella, un vaso. Es por lo tanto una porción limitada de materia.

6. Sustancia. — La sustancia es la *calidad* de la materia de que están formados los cuerpos; ejemplos: el vidrio, la madera, el papel, el aire, el agua, son sustancias. Las sustancias se conocen y caracterizan por su modo de ser y rasgos peculiares que llamamos *propiedades*. Algunas propiedades son comunes a toda clase de sustancia, tales son: la impenetrabilidad, la extensión, la gravedad o peso.

Una sustancia cualquiera tiene siempre un grupo de propiedades, y a menudo algunas particularmente características que nos permiten conocer o identificar dicha sustancia.

Muchas propiedades se averiguan por simple observación: color, sabor, olor, dureza, o por su estado: sólido, líquido, gaseoso; otras necesitan un estudio más atento y se descubren por experimentación: punto de fusión o de ebullición, conductibilidad del calor o de la electricidad, transformaciones que resultan al ponerse en contacto diferentes sustancias.

7. Diferencia entre sustancia y cuerpo. — Tanto la sustancia como el cuerpo tienen peso, y ocupan un lugar determinado en el espacio. En el *cuerpo* se considera principalmente la *forma*. Cambiando la forma desaparece el cuerpo; ejemplo: un vaso entero y el mismo vaso roto, son dos cuerpos distintos.

En la sustancia se considera su manera de ser, de obrar, por ejemplo: un tintero de vidrio; el vidrio es una sustancia y el tintero, un cuerpo.

Asimismo, una gota de aceite tiene la forma de esfera; el aceite es la sustancia de la gota y la gota es un cuerpo esférico.

A la pregunta: ¿de qué se compone un cuerpo? Se la contesta nombrando una sustancia.

Tomándose por base el *carácter de individualidad*, la *manera constante de ser de una sustancia*, se explica fácilmente: a) cómo puede haber cuerpos diferentes hechos de la misma sustancia.

Así varios objetos de vidrio de formas diversas, ejemplos: un tintero, una copa, una botella (figura 1); b) cómo pueden existir cuerpos semejantes, formados por sustancias diversas, ejemplos: las monedas que pueden ser de oro, plata, níquel, etc.

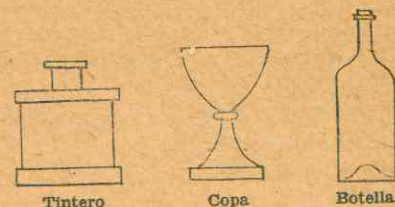


Fig. 1. — Cuerpos de misma sustancia y de forma diferente.

8. Estados de la materia. — La materia se nos presenta en estados diferentes: sólido, líquido y gaseoso.

Un cuerpo *sólido* se caracteriza por tener forma y volumen

constante. En los sólidos domina la fuerza de cohesión o fuerza de atracción que mantiene unidas las moléculas de un cuerpo.

Un cuerpo *líquido* se caracteriza por tener volumen constante y forma variable. Los líquidos toman la forma del recipiente que los contiene. En los líquidos quedan equilibradas las fuerzas de atracción y de repulsión entre las moléculas.

Un cuerpo *gaseoso* se caracteriza por tener forma y volumen variables. En los gases domina la fuerza de repulsión entre las moléculas, lo que les permite ocupar siempre el mayor volumen posible (expansibilidad).

Algunos cuerpos pueden presentarse bajo las tres formas: el agua, el anhídrido carbónico, el azufre, etc. Otros no pueden mantenerse sino en estado sólido o en líquido, como el platino, entre los metales; la cera, en los cuerpos orgánicos. Por fin existen ciertos cuerpos que nunca se encuentran sino *sólidos*: tal es el carbono.

Todos los *gases* pueden pasar al estado líquido y algunos llegan a revestir la forma sólida cuando se los somete a grandes presiones y temperaturas muy bajas, ejemplos: el aire, el oxígeno, el hidrógeno.

Además, se señalan cuatro *estados intermedios*: 1º *estado pastoso*, 2º *estado vesicular*, intermedio entre el líquido y el gaseoso, ejemplo: el estado del agua en las nubes; 3º *estado viscoso* como en las glicerinas y jarabes; y 4º *estado radiante* se presenta o se llama a los gases cuando están sumamente enrarecidos.

9. Cambios de estado de la materia. — Los principales son: la fusión, la solidificación, la evaporación o vaporización y la condensación o liquefacción.

Fusión. — La fusión es el paso de sólido a líquido mediante la acción del calor, ejemplo: la fusión del azufre.

Solidificación. — La solidificación es el paso de líquido a sólido; se efectúa por enfriamiento. ejemplo: la congelación del agua.

Evaporación. — La evaporación es el paso de líquido a gas o vapor. Tiene lugar por el calor, disminución de presión o ambas cosas a la vez.

Llámanse *gases* a los cuerpos en estado gaseoso a la temperatura ordinaria, ejemplo: el aire.

Los *vapores* son cuerpos que pasan del estado líquido o sólido al estado gaseoso, a la temperatura ordinaria, ejemplo: el agua.

Toda sustancia pura tiene un *punto fijo* de cambio de estado. La presión no tiene influencia en la *fusión*, pero sí en la *ebullición*.



10. Grado de división de la materia. Partículas - Moléculas - Átomos - Estructura de la materia.

Partículas. — La pulverización, la trituración u otros métodos mecánicos de división de la materia dan origen a diminutas porciones de sustancia que se llaman partículas, ejemplos: la harina fina, polvo de ladrillo.

Moléculas. — Las moléculas (del latín *moles*: masa) son mucho más pequeñas que las partículas más ínfimas que podemos obtener.

La molécula es la porción mínima de sustancia que existe libre, conservando la naturaleza y las propiedades del cuerpo de que forma parte. No podemos ver una molécula ni con el microscopio de mayor aumento.

Átomos. — El átomo (del griego, *indivisible*) es la mínima porción de cada cuerpo simple que puede entrar en combinación con los demás; es decir, la mínima parte separada por reacción química. Los átomos se agrupan formando moléculas.

Hipótesis molecular y teoría atómica (véase cap. XV, págs. 313 y 488).

11. Estructura de la materia. — Las partículas de cada cuerpo dejan entre sí espacios llamados *poros reales* y adoptan una distribución especial que constituye su estructura mecánica.

Las moléculas en los cuerpos están separadas por espacios intermoleculares y mantenidas en equilibrio por fuerzas moleculares atractivas, como la cohesión, y repulsivas. Según sea mayor o menor la intensidad de estas fuerzas, unas respecto de otras, se tendrán los cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos.

Dos átomos de oxígeno forman una molécula simple de este cuerpo (fig. 1-A) (una molécula de oxígeno), y un átomo de azufre al unirse con un átomo de hierro forma una molécula compuesta de sulfuro de hierro (figura 2-B) (una molécula de sulfuro de hierro).

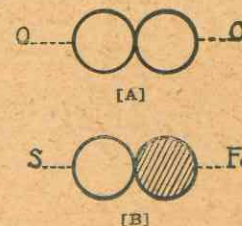


Fig. 2. - Molécula de oxígeno (A) y de sulfuro de hierro (B).

Dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno dan una molécula compuesta de agua (fig. 2 bis) (una molécula de agua).

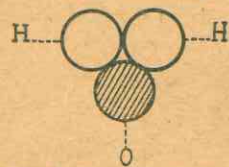


Fig. 2 bis. - Molécula de agua.

Esta hipótesis de los átomos y de las moléculas permiten explicar ciertos fenómenos de cristalización; y las varias agrupaciones de las partes elementales de los cuerpos con arreglo a sus afinidades recíprocas hacen la base fundamental de la química moderna.

Moléculas monoatómicas son aquellas que constituyen en general los metales, en estado gaseoso.

12. **Propiedades de la sustancia.** — Por propiedades de una sustancia se entiende los caracteres y las cualidades propias que la forman.

La observación de los fenómenos o cambios en las sustancias conduce a un conocimiento más acertado de los cuerpos y de sus propiedades.

Se distinguen generalmente:

- a) Las *propiedades físicas* que son aquellas que caracterizan una sustancia en el estado que solemos percibirla: color, olor, sabor, estructura, peso, dureza, conductibilidad del calor y electricidad y, también, aquellas propiedades que pueden observarse durante algún cambio físico: punto de fusión, ebullición, evaporación o liquefacción, solubilidad.
- b) Las *propiedades químicas* que se manifiestan durante algún cambio químico, cuando se someten las sustancias a la acción del calor, de la luz, de la electricidad, o puestas en contacto con otras sustancias. Dichas propiedades se descubren por la experimentación.
- c) Las *propiedades fisiológicas* son aquellas que se refieren a la acción especial de alguna sustancia sobre los seres vivos.

Clasificación de las sustancias. — Según el modo de considerar las sustancias se las puede dividir en:

Sustancias	}	minerales o inorgánicas
		orgánicas
		naturales
		artificiales
		simples y compuestas.

13. **Sustancias minerales o inorgánicas.** — Son aquellas que encontramos en el reino mineral o en los seres inertes desprovistos de órganos y funciones características de la vida, como ser: el agua,

el aire, la sal, etc. Con todo, podemos encontrar sustancias minerales en el organismo de los seres vivos. En los animales y vegetales no falta el agua en la organización de sus cuerpos

Sustancia orgánica. — Son aquellas que constituyen la sustancia organizada de los seres vivos, animales o vegetales, como el azúcar, la glicerina, el almidón, la celulosa, la resina, las esencias, etc.

El elemento primordial de las sustancias orgánicas es el carbono. Las demás sustancias son llamadas *sustancias inorgánicas*.

No obstante, existen sustancias que tienen carbono y que no son sustancias orgánicas, tales como el mármol, que es carbonato de calcio CO_3Ca .

14. **Sustancias naturales.** — Son las que se forman bajo la acción de los agentes físico-químicos o bioquímicos naturales, sin la intervención del hombre como por ejemplo, el gas carbónico de la respiración, la sal común, el cristal de roca.

Sustancias artificiales. — Son aquellas que el químico prepara en su laboratorio o el industrial en su fábrica, por *síntesis*, tales son el sulfuro de carbono, colores de anilina, alcohol, etc.

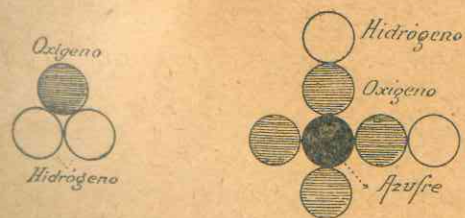


Fig. 3.

Sustancias simples. —

a las formadas por átomos de la misma naturaleza, ejemplos: el ozono, la molécula de oxígeno (fig. 3).

Sustancias compuestas o combinaciones. — Son aquellas cuyas moléculas se componen de átomos de diferentes especies; ejemplos: la molécula de agua, la molécula de ácido sulfúrico (figura 4).



Molécula de agua. Molécula de ácido sulfúrico

Fig. 4.

15. **Sustancias puras.** — Son especies individuales de materia que se distinguen por presentar bajo condiciones dadas, propiedades características invariables. Las sustancias puras pueden ser de una o dos clases, a saber: elementos y compuestos.

16. **Caracteres de una sustancia pura. Constantes físicas.** — a) Es *homogénea*; es decir, de la misma naturaleza en todas sus

partes, siendo imposible, aún con los mayores aumentos del microscopio, distinguir sustancias diferentes. b) Su *temperatura* de fusión, solidificación, ebullición y liquefacción, bajo una presión dada, es fija. c) Su *densidad* tiene un valor bien determinado. Las temperaturas de fusión, ebullición, solidificación, de una sustancia pura, se llaman *constantes físicas*.

Los diferentes cuerpos estudiados en química son cuerpos puros (oxígeno, agua destilada, alcohol) o mezcla de cuerpos puros (agua natural, vino, aire).

Cuando se reúnen varias sustancias puras, se obtiene, según el caso, una *mezcla* o una *combinación*.

17. Especie química. — Una especie química es una sustancia pura, homogénea, que pertenece a una sustancia simple, o compuesta, de la cual no puede ser extraída otra por métodos físicos. A la especie química se la llama también *principio inmediato*. La operación que consiste en separar los distintos componentes de las mezclas y llegar a obtener principios inmediatos, recibe el nombre de *análisis inmediato*.

Las especies químicas se clasifican según las propiedades que se observan en ellas. Entre estas propiedades algunas se refieren a una sustancia en particular, otras son comunes a un gran número de sustancias. El conjunto de estas propiedades comunes se denomina *función*; ejemplos: función ácido, función base, función alcohol.

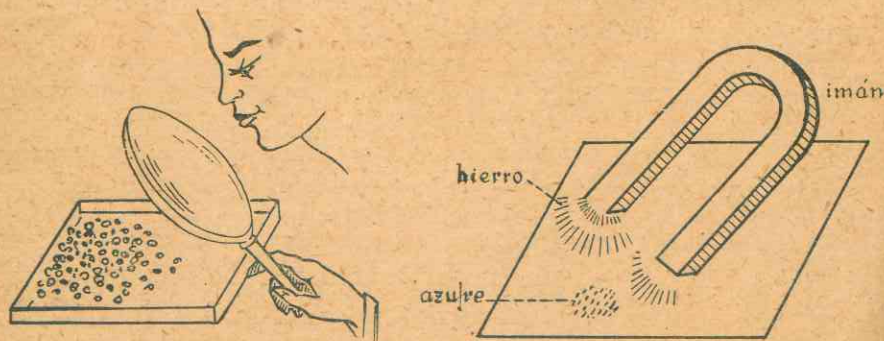


Fig. 5. — Separación de los elementos de una mezcla.

Difícil resulta encontrar en la naturaleza especies químicas o sustancias del todo puras. Así, por ejemplo, el agua ordinaria no es especie química, pues lleva en disolución sales, gases u otras sustancias. Tampoco lo son los alimentos como el pan, la leche, la carne, etc.

La química se ocupa principalmente de las sustancias puras o especies químicas.

18. Mezcla. — Se llama mezcla la reunión de dos o más sustancias simples o compuestas, en proporciones múltiples o variadas, conservando estas sustancias sus propiedades características.

Cada componente puede a menudo distinguirse a simple vista o con ayuda del microscopio (fig. 5). El ejemplo de una mezcla la obtendremos si mezclamos en un mortero: limadura de hierro y flor de azufre, en proporción cualquiera, dando un cuerpo grisáceo, que por su aspecto y sus propiedades será intermedio entre el hierro y el azufre.

Observaremos, además, que no se produce generalmente ningún fenómeno calorífico, como pudiera ser la elevación de temperatura o enfriamiento, y que es fácil separar los dos cuerpos, v.g.: un imán atrae la limadura de hierro (fig. 5); y el sulfuro de carbono disuelve al azufre dejando intacto el hierro (fig. 6). Citemos, también, como ejemplos de mezclas: la disolución de la sal común en el agua de mar; el aire, mezcla de oxígeno y de nitrógeno; el vino, mezcla de agua y alcohol.



Fig. 6. — Separación de los componentes de una mezcla de hierro y azufre por el sulfuro de carbono.

19. Estado natural de las sustancias. — Se llama estado natural de las sustancias el modo cómo éstas se hallan espontáneamente en la naturaleza.

En la naturaleza los elementos de los cuerpos simples pueden encontrarse bajo dos formas: la de combinación y la no combinada.

En el segundo caso se dice que el cuerpo se encuentra al *estado nativo* si es sólido o líquido, y en *estado libre* si es gaseoso. Algunas sustancias compuestas pueden ser producidas por el hombre en su laboratorio o en la industria, por vía de síntesis.

Sistema homogéneo. — Llámase sistema homogéneo la mezcla de varias sustancias sin superficie de separación entre unas y otras; ejemplos. una solución de sal o de azúcar en el agua, el aire, etc.

Sistema heterogéneo. — Llámase sistema heterogéneo a un conjunto de sustancias o *estados* de la misma sustancia con superficie de separación; ejemplos; la mezcla de agua y aceite; conjunto de agua líquida, hielo y vapor de agua contenidos en un mismo recipiente.

Un sistema, por lo demás, puede estar formado por una o más fases. Por fase de un sistema se entiende todo medio homogéneo que lo constituye.

Los gases constituyen una fase por ser medios homogéneos.

Los líquidos miscibles (agua + alcohol) forman una sola fase.

Los líquidos no miscibles (agua + aceite) forman tantas fases como líquidos heterogéneos haya.

Los sólidos constituyen cada uno, una fase determinada. Según el número de fases que integren un sistema, tendremos sistemas monofásico, bifásico o trifásico.

Los agentes exteriores pueden modificar un sistema en equilibrio por medio de una serie de transformaciones. Ejemplos: un sistema monofásico de agua líquida sometido a la acción del frío se solidifica en parte, transformándose en hielo, por cuyo motivo el sistema monofásico ha pasado a bifásico (agua líquida + agua sólida); este sistema, como se ve, consta de un solo componente (agua), y es heterogéneo por presentar varios estados.

20. Separación de los componentes de una mezcla. — Cuando las sustancias que forman parte de una mezcla son visibles a simple vista y de gran tamaño, es fácil separarlas. Así por ejemplo: se separan los diamantes de los terrenos donde se encuentran.

Cuando se trata de sustancias de pequeño tamaño es necesario recurrir a procedimientos especiales, variables según la naturaleza de la mezcla.

En caso de tener una mezcla pueden presentarse los siguientes casos:

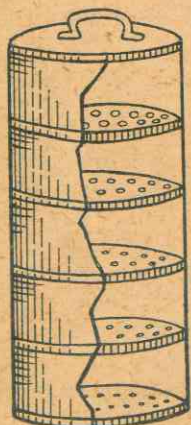


Fig. 7. - Tamiz.

- | | | | |
|-----------|-----------|--|-------------------------------------|
| MEZCLAS | 1er. caso | { | sólido en sólido. Ej. granito. |
| | | | sólido en líquido. Ej. sal en agua. |
| | | | sólido en gas. Ej. humo. |
| 2º caso | { | líquido en sólido. Ej. capa petrolífera. | |
| | | líquido en líquido. Ej. agua - alcohol. | |
| | | líquido en gas. Ej. nubes en el aire. | |
| 3er. caso | { | gas en sólido. Ej. hidrógeno en paladio. | |
| | | gas en líquido. Ej. agua de Seltz. | |
| | | gas en gas. Ej. aire. | |

Mezcla de sólido con sólido. Para separar los componentes de esta mezcla se emplean dos métodos: el tamizado y la levigación.

a) Tamizado. — Se usa este procedimiento para separar partículas de distinto tamaño. Un tamiz consta de tres partes: el cedazo, el recipiente y la tapa (fig. 7).

El cedazo es un aro metálico o de madera, cerrado en su parte inferior por una tela que puede ser de seda, de latón o de cerda. Los tamices se clasifican por el número de mallas que llevan por centímetro cuadrado.

El recipiente es un cilindro destinado a recibir la sustancia a tamizar.

La tapa evita la entrada de sustancias extrañas al contenido.

Con este procedimiento se puede separar la harina fina de la gruesa. En ciertos casos conviene pulverizar el cuerpo empleando un morterito que puede ser de hierro, de porcelana, de ágata o de otra sustancia. Se tritura la sustancia con un pilón mediante el cual se ejecuta un movimiento circular (fig. 8).

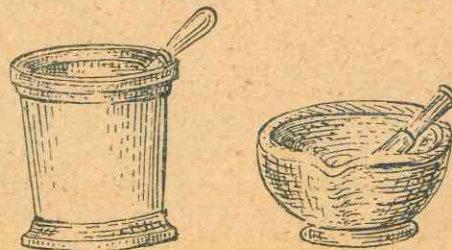


Fig. 8. — Mortero

La operación puede efectuarse asimismo por medio de un martillo, de un molino o de una muela.

b) Levigación. — La levigación consiste en separar los componentes de una mezcla, basándose en su diferencia de densidad. Ejemplo: separar el oro de las arenas auríferas (fig. 9).

La operación se efectúa en un plano inclinado, provisto de unas cavidades que contienen mercurio. Una corriente de agua dirigida sobre la mezcla arrastra la arena, y el oro, por ser más denso, cae en las cavidades donde con el mercurio forma una amalgama. El mismo procedimiento puede utilizarse para separar un mineral de la ganga. Se coloca la mezcla en un recipiente sobre el cual se dirige una corriente de agua. La ganga es arrastrada, depositándose tan sólo el mineral.

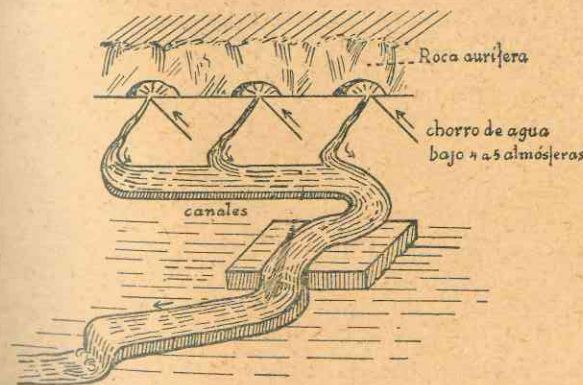


Fig. 9. — Procedimiento de extracción del oro. Levigación.

Mezcla de sólido con líquido. En este caso se emplea los siguientes procedimientos: decantación, filtración o centrifugación, evaporación, etc.

a) **Decantación.** — Se efectúa colocando la mezcla con agua en una cápsula de porcelana o en otro recipiente (fig. 11) y se deja en reposo cierto tiempo, al cabo del cual se verifica la separación de las sustancias con arreglo a sus densidades. Si el sólido es menos denso que el líquido aquél flotará; si es más denso se depositará.

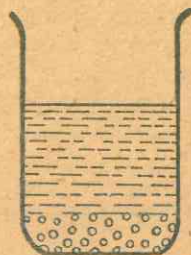


Fig. 11. — Decantación

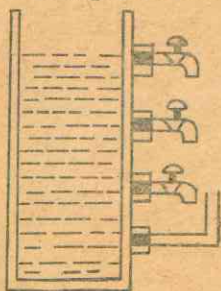


Fig. 10. — Levigador

En el primer caso se podrá separar con una espumadera y en el segundo caso inclinando el vaso se hará deslizar el líquido a lo largo de una varilla como puede observarse en la figura 12.

El sifón. — El sifón puede aplicarse también en el mismo caso. Este aparato consiste en un tubo encorvado con dos ramas desiguales. La rama A se introduce en el líquido que hay que decantar y se aspira por la rama mayor B, el aire encerrado en dicho aparato. Por efecto de la presión atmosférica el líquido pasa al tubo (fig. 13) y se recibe en el recipiente C.

En el caso de tener un líquido cáustico o venenoso se emplea un sifón al cual se suelda un segundo tubo paralelo a la rama larga por el cual se aspira hasta que corra el líquido (fig. 14).

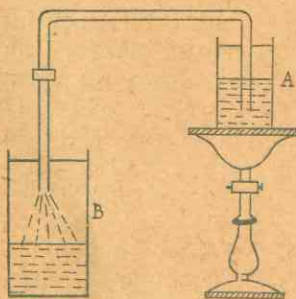


Fig. 13. — Sifón

b) **Filtración.** Esta operación consiste en hacer pasar el líquido turbio a través de un cuerpo poroso cuyos poros detienen las sustancias en suspensión, mientras dejan pasar el líquido (figura 15).

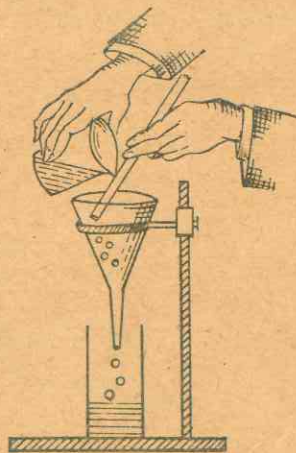


Fig. 12. — Decantación

Como materias filtrantes pueden utilizarse el papel poroso, el carbón de madera en polvo. En caso de filtrar ácidos, álcalis, pueden emplearse el amianto, la arena.

Se acelera la filtración sometiendo el líquido a filtrar a fuerte

presión (filtro prensa) o haciendo el vacío parcial por debajo del filtro (filtrado al vacío (fig. 16).

Aplicaciones: separación del aceite de las aceitunas, extracción del zumo de uva.

c) **Centrifugación.** — Para acelerar la decantación se somete la mezcla a la acción de la fuerza centrífuga. La mezcla se coloca en recipientes que se hacen girar con gran velocidad, lo que permite que las partículas más densas se precipiten al fondo, quedando superpuesta la porción más liviana (fig. 14).

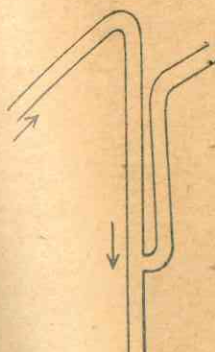


Fig. 14. — Sifón para trasvasar venenos.

Se aprovecha en la industria introduciendo la mezcla en grandes recipientes cilíndricos limitados lateralmente por mallas metálicas muy finas puestas en movimiento con gran velocidad. Los sólidos quedan retenidos por las mallas, mientras que los líquidos, debido a la fuerza centrífuga, lo atraviesan.

Aplicaciones: en la industria azucarera, para separar los cristales de azúcar de la melaza; separar la crema de la leche.

Mezcla de líquido con líquido. Al mezclar los líquidos pueden ocurrir dos casos:

- a) dos líquidos miscibles (agua + alcohol);
- b) dos líquidos no miscibles (agua + aceite).

1º caso: para separar dos líquidos miscibles, es decir, que se mezclan formando un líquido homogéneo, transparente, puede emplearse la destilación fraccionada.

La **destilación fraccionada** consiste en separar los componentes de una mezcla de varios líquidos basándose en la diferencia de temperatura de su punto de ebullición.

Supongamos tener una mezcla de éter, alcohol y agua, cuerpos cuyo punto de ebullición de cada uno de ellos es de 35°, 78° y 100° respec-

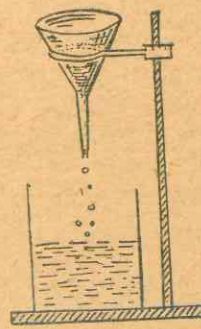


Fig. 15. — Filtración

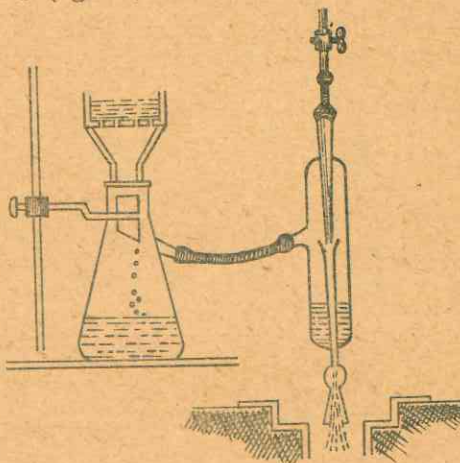


Fig. 16. — Filtración con trompa en agua y embudo Büchner.

ivamente. Se introduce la mezcla en el balón A del aparato destilador (fig. 18), el cual lleva un tapón atravesado por un termómetro y una alargadera que va a un refrigerante (de Hoffmann).

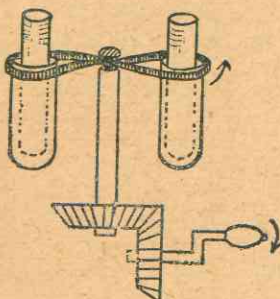


Fig. 17. - Centrifugación

Se calienta suavemente. Cuando el termómetro marca 35°C. destila el éter el cual se recibe en un frasco. La temperatura permanece constante mientras destila el éter.

Cuando empieza a subir la temperatura se retira el recipiente con éter y se coloca otro para recibir el alcohol que pasa a 78°. Cuando vuelve a subir de nuevo el termómetro se retira el recipiente con alcohol y se coloca un tercer frasco donde se recibirá el agua.

2º caso: para la separación de líquidos no miscibles, es decir, líquidos que no se mezclan, heterogéneos, pueden emplearse los siguientes procedimientos: a) el sifón (ya explicado anteriormente); b) la pipeta; c) el embudo de decantación.

b) La pipeta. — Este instrumento consiste en un tubo ensanchado en su parte media, terminado en sus dos extremos por dos tubitos más cortos que llevan cada uno un orificio muy pequeño (fig. 19). Se introduce la pipeta en el líquido; aspirando el líquido, sube en el interior. Se tapa con el dedo el orificio superior, lo que permite retirar el instrumento y llevarlo cargado de líquido.



Fig. 19. - Pipeta

c) Embudo de decantación. — Es un embudo provisto de un robinete. Se introduce la mezcla en el aparato, abandonándolo cierto tiempo hasta que se efectúe la separación de los componentes de la mezcla de conformi-

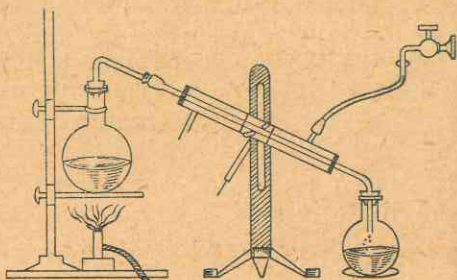


Fig. 18. - Aparato destilador

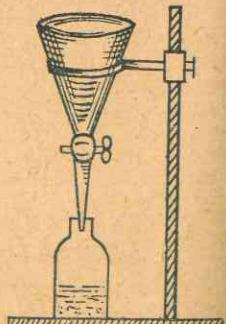


Fig. 20. - Embudo de decantación

dad a su densidad (fig. 20). Basta abrir y cerrar a tiempo el robinete para que pase el líquido más denso.

Separación de gases entre sí. Uno de los procedimientos más empleados es la *liquefacción* seguida o no de destilación fraccionada. Para licuar los gases se emplean mezclas refrigerantes (aire líquido — 190°C.) y en algunos casos, además, fuertes presiones. De esta manera puede separarse el nitrógeno del oxígeno del aire. Se secan los gases obtenidos, privándolos del vapor de agua que contienen por congelación de ésta.

21. Soluciones. — Las soluciones son mezclas homogéneas de líquidos y sólidos, de líquidos entre sí o de líquidos y gases.

Se distinguen dos clases de soluciones: a) una llamada *molecular o física*, en la cual la sustancia se halla dispersa en el seno del líquido por sus moléculas sin que éstas experimenten disociación alguna, como sucede en la solución de azúcar; b) y la otra se llama *iónica* o también *electrólito*, porque sus moléculas se encuentran disociadas en dos partes con cargas eléctricas de signo contrario.

Las partículas son tan diminutas que no pueden separarse por medios mecánicos ni tampoco ser apreciadas con el microscopio de mayor poder. Son más pequeñas que una milésima de micrón.

El fenómeno que origina las disoluciones se denomina hoy día *solvatación*.

La *fase dispersante o disolvente* es un líquido: agua, alcohol, bencina, etc.

La *fase dispersada o cuerpo disuelto* puede ser un líquido, sólido o gas.

Coefficiente de solubilidad de un sólido. — Llámanse coeficiente de solubilidad al peso de sólido contenido en 100 cm³. de disolvente; este coeficiente varía con la materia disuelta, el disolvente y la temperatura. Hay sales solubles en el agua que no lo son en el alcohol: las grasas, insolubles en el agua, se disuelven muy bien en el sulfuro de carbono.

Generalmente la *solubilidad aumenta con la temperatura*: 100 gramos de agua disuelven 85 grs. de nitrato de potasio (NO₃K) a 15°C. y 246 grs. a 150°C.

Otros pocos cuerpos son más solubles en frío que en caliente: el sulfato de calcio (SO₄Ca), por ejemplo, se precipita cuando hierve su disolución acuosa.

Los líquidos también son solubles unos en otros: el sulfuro de carbono S₂C disuelve los aceites; el éter es soluble en agua, etc.

La disolución propiamente tal, es un fenómeno físico; la disolución es química cuando el cuerpo disuelto entra en combinación con el disolvente, o reacciona con él para originar otras sustancias: el zinc se disuelve en ácido clorhídrico (ClH) dando cloruro de zinc (Cl₂Zn) y gas hidrógeno.

La disolución va comúnmente acompañada de una absorción de calor; en algunos casos el descenso de temperatura es muy considerable, y entonces el sólido disuelto y el líquido disolvente forman una mezcla frigorífica: hielo y cloruro de calcio (—50°C.), éter y nieve carbónica (CO₂ sólido) —100°C.

Disolución de los gases. — Los gases se disuelven también en los líquidos.

Se llama *coeficiente de solubilidad de un gas* a la relación entre el volumen del gas disuelto y el volumen del disolvente.

Este coeficiente depende de los disolventes empleados, de la naturaleza de los gases, de la temperatura y de la presión del gas.

El oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno se disuelven muy poco en cualquier disolvente. El gas amoníaco se disuelve fácilmente en el agua: un litro de la disolución saturada a 0°C. contiene hasta 1050 litros de gas.

La temperatura influye en la solubilidad de los gases, la cual, por lo regular, aumenta a medida que baja la temperatura. Por efecto del calor una disolución gaseosa desprende de ordinario todo el gas que contiene.

La cantidad de gas disuelto es proporcional a la presión ejercida sobre la superficie libre del líquido (ley de Henry) (1). El agua de Seltz es agua pura en la cual se ha disuelto mucho gas carbónico bajo presión; cuando esta presión cesa, el gas se desprende tumultuosamente de la disolución: es el conocido fenómeno de la efervescencia.

Algunos sólidos tienen la propiedad de absorber y almacenar grandes cantidades de gases; tales son el carbón, el platino, el paladio. Este fenómeno se llama *oclusión*.

Curva de solubilidad. — Es la línea que pasa por los puntos de intersección correspondientes a los coeficientes de solubilidad y a las distintas temperaturas a las cuales se somete la disolución. Por ejemplo: trátase de hallar la curva de solubilidad del clorato de potasio:

1º Se averiguan varios coeficientes de solubilidad, como pueden ser los siguientes:

(1) Ley de Henry: "A temperatura constante, la cantidad de un gas disuelto por un volumen determinado de un líquido, es proporcional a la presión".

a 15°C.	el coeficiente vale	6
" 25°C.	" "	8,50
" 35°C.	" "	12
" 50°C.	" "	19
" 75°C.	" "	35,50
" 100°C.	" "	60

2º Sobre el eje de las abscisas (línea horizontal), se llevan las temperaturas (fig. 21). En este caso cada división corresponde a 5° C.; sobre el eje de las ordenadas (línea vertical), se llevan los coeficientes de solubilidad encontrados. Por los puntos así marcados, trazamos paralelas al eje contrario; las intersecciones nos darán los puntos A. B. C. D. E. F. que unidos entre sí determinarán la curva de solubilidad del clorato de potasio.

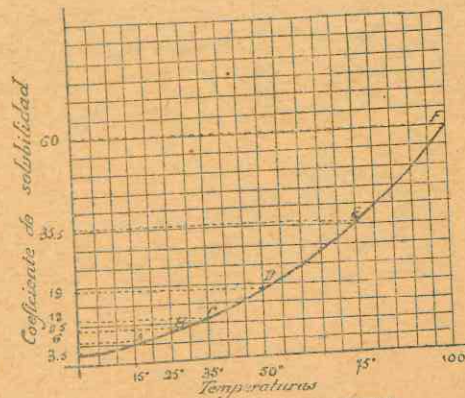


Fig. 21. - Curva de solubilidad

22. Saturación. — Se dice que una solución está saturada a una temperatura dada, cuando ya no admite más sólido, de modo que si se le añadiera más sólido éste no se disolvería

Sobresaturación. — Puede ocurrir que una disolución saturada y preparada en caliente se vaya enfriando sin abandonar nada del sólido disuelto; tal disolución contendría entonces una cantidad de sólido mayor que la que correspondería a la nueva temperatura del líquido; se dice en este caso que está *sobresaturada*.

Dicho estado es muy inestable: un ligero movimiento, el contacto de un cristalito de la sustancia disuelta basta para determinar la cristalización rápida de toda la materia que estaba disuelta en exceso. El sulfato y el hiposulfato de sodio forman fácilmente disoluciones sobresaturadas.

23. Nociones sobre dispersiones y grados de dispersión. — Llámanse *dispersión* al estado de suma división que presenta una sustancia en el seno de un medio dispersante (sólido, líquido, gas), sin que por el reposo se deposite en el fondo. Esto puede suceder cuando las partículas por ser muy pequeñas la fuerza de viscosidad del líquido llega a ser igual o mayor que la gravedad.

La harina, la clara de huevo, mezclada respectivamente con agua, son ejemplos de dispersión.

En el fenómeno de dispersión, que tiene carácter de mezcla, podemos distinguir dos fases: una llamada fase dispersa, discontinua o interna, formada por las diminutas partículas y la otra, denominada fase dispersante o continua, constituida por el medio de dispersión (sólido, líquido o gas).

De acuerdo con el tamaño de las partículas o grado de dispersión podemos clasificar las dispersiones en: división mecánica o agregados; suspensiones y emulsiones; coloides; verdaderas soluciones.

Caracteres de los sistemas dispersos según el tamaño de las partículas.

a) *Agregados*. — Son sólidos, se perciben a simple vista.

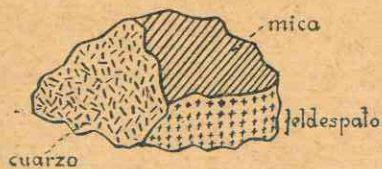


Fig. 22. — Agregado

Ejemplos: el granito: roca constituida por cuarzo, mica, feldespato (fig. 22).

b) *Suspensiones* (sólido + líquido). Las partículas dispersadas en un líquido tienen un diámetro mayor que 200µµ y son visibles con el microscopio (1). Fig. 23 C.

c) *Emulsiones* (líquido + líquido). — El fenómeno tiene lugar entre líquidos no miscibles (agua + aceite), el diámetro de las gotitas dispersas es mayor que 200µµ; ejemplos: la crema y el suero de la leche; emulsión de aceite de bacalao (tónico); ricino (purgante); vaselina líquida (laxante).

Las suspensiones como las emulsiones son mezclas heterogéneas de sustancias separables por medios mecánicos (centrifugación, filtración). Son visibles por medios ópticos.

d) *Coloides*. — Las partículas dispersas tienen un diámetro que oscila entre 1µµ y 200µµ. Son invisibles al microscopio (como sustancias homogéneas); visibles indirectamente con el ultramicroscopio (como sistema heterogéneo), atraviesan los filtros, son retenidos por los ultrafiltros, no sedimentan fácilmente, no dializan (fig. 23 B). Ejemplos de sistemas coloidales: las mezclas con el agua de sustancias como las albúminas, las gelatinas, las gomas los taninos.

La neblina es una dispersión coloidal de un líquido (agua) en un gas (aire).

La espuma es un sistema heterogéneo que resulta generalmente de la agitación de un líquido en presencia de un gas o cuando éste burbujea a través de aquél. Los líquidos puros no producen espuma.

(1) Letra griega, llamada micrón (milésima parte de un milímetro). Micro micrón.

El humo es una dispersión de un sólido (hollín) en un gas (aire).

e) *Soluciones verdaderas*. — Son mezclas homogéneas en las que el diámetro de las partículas es menor que 1µµ, invisibles



Fig. 23

al microscopio y al ultramicroscopio, no retenidas por los filtros ni por ultrafiltros, dializan (fig. 23 A). Ejemplos: disolución del azúcar, de una sal, en agua.

24. *Difusión - Diálisis - estado coloidal*. — Si se colocan uno encima del otro dos líquidos miscibles, el más denso abajo, pero con tal precaución que no se mezclen por lo brusco del contacto, y se abandona todo en reposo, se notará al cabo de algún tiempo que cada uno de los líquidos se habrá difundido a través del otro con velocidades variables. (Difusión).

Sucedé a veces que dos líquidos miscibles, en lugar de estar en contacto se encuentran separados por cuerpos porosos o membranas, sigue habiendo difusión de cada uno de los líquidos al través del tabique permeable. Este fenómeno se lo conoce con el nombre de ósmosis.

Considerados desde este punto de vista, los cuerpos se dividen en dos clases: los *cristaloides*, que atraviesan fácilmente las membranas y por lo regular cristalizan: sales metálicas, azúcar, etc.; y los *coloides*, que no atraviesan sino muy difícilmente las membranas y no cristalizan: gelatina, albúmina, gomas, etcétera.

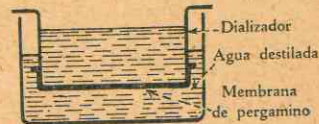


Fig. 24. - Diálisis

Se da el nombre de *diálisis* al procedimiento de separación de los *coloides* y de los *cristaloides*, mediante el fenómeno de ósmosis.

La mezcla de las disoluciones se introduce en un vaso cuyo fondo está formado por una membrana de papel pergamino; este vaso llamado *dializador* (fig. 24) flota en el agua pura de una cuba. Al cabo de algunas horas o días, la casi totalidad de las materias cristalizables contenida en la mezcla habrá pasado al agua pura, mientras que las materias coloidales quedarán en el dializador. Antes se creía que el estado coloidal era particular a cier-

tas sustancias, cuando en realidad no es otra cosa que una manifestación especial del estado de dispersión de las sustancias. Hoy día, después de una serie de investigaciones, se ha extendido la posibilidad de este estado a casi todas las sustancias, aún a los cristaloides. Se sabe así que las diferencias del estado de dispersión dependen del medio de dispersión y de la manera como se hizo la dispersión.

Así el tanino con el agua proporciona una *dispersión coloidal*, mientras que con el ácido acético forma una *solución verdadera*. Por esto hoy día se considera el estado coloidal como una propiedad general de la materia. En vez de usar las palabras: "*sustancias cristaloides* o *coloides* mejor resulta emplear los términos: *estado cristaloides soluble*, y *estado coloidal*.

25. Observación de los coloides. Geles e hidrogels. (Fig. 25).

Los coloides son mezclas de sólidos con líquidos incapaces de ser separados mecánicamente. Los coloides observados con el ultramicroscopio, permiten ver sus partículas animadas de movimientos vibratorios muy rápidos, llamados *brownianos* (1).

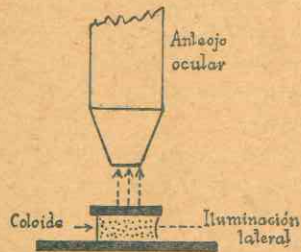


Fig. 25. - Observación de un sistema coloidal por el ultramicroscopio.

Estas partículas coloidales han recibido el nombre de *micelas* (partículas ultramicroscópicas cuyo tamaño varía entre 1μ y 200μ); las soluciones coloidales se llaman *soles* (del latín *solutio* = solución); hidrosols, alcohols, glicerosols, según el medio dispersante.

Las sustancias que se separan de un sol por eliminación del disolvente o por calefacción o por coagulación, se llaman *geles*; *hidrogel* cuando el disolvente es el agua. El fenómeno de la separación recibe el nombre de *gelatinización* o *gelificación*.

Cuando se trata de partículas sólidas, finísimas, suspendidas en un líquido, los soles reciben el nombre de *suspensoides*; pero si las partículas finísimas son líquidas, los soles se llaman *emulsoides*, v. g.: albúmina de huevo; grasa de la leche. Dada la escasa presión osmótica observada en las soluciones coloidales cabría deducir un peso molecular muy grande para los coloides, y considerarlos, no como verdaderas soluciones, sino como *seudo-soluciones*.

Experimento de Tyndall. — La demostración material de que la solución coloidal consiste en una suspensión mecánica, se debe al examen óptico de esas pseudo-soluciones, pues ellas provocan el fenómeno de Tyndall (fig. 26).

(1) Llamadas así por haberlas descubierto Roberto Brown, famoso botánico inglés.

Si por medio de una lente enviamos un rayo luminoso a una solución verdadera separada del polvillo atmosférico y miramos el líquido en sentido perpendicular a la dirección del rayo, éste no será visible (solución ópticamente vacía) (fig. 26-I); pero si el líquido contiene en suspensión partículas no disueltas (aunque sean muy pequeñas), la luz será dispersada por ellas en todo sentido. El observador, entonces, percibirá en el líquido la luz reflejada por esos puntitos luminosos (solución ópticamente llena) (fig. 26-II).

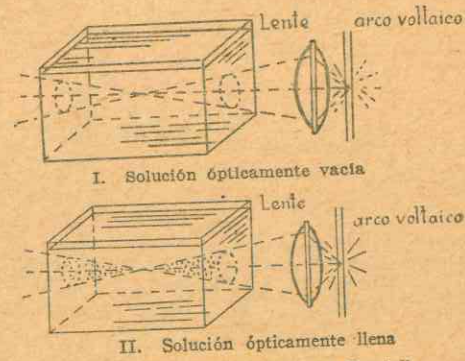


Fig. 26. - Experimento de Tyndall

A simple vista las partículas en suspensión en las sustancias coloidales no se observan.

Obtención de metales coloidales. Preparación del oro coloidal (aurosol). Método de Bredig. (figura 27):

Se obtiene el hidrosol de oro haciendo saltar debajo del agua un arco eléctrico entre dos electrodos de alambre de oro. Los electrodos, especialmente el cátodo, se pulverizan en partículas muy finas que comunican al líquido una coloración roja

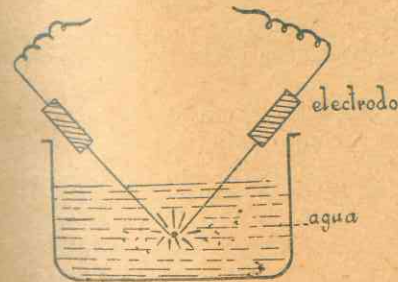


Fig. 27. - Preparación del oro coloidal

oscura, la cual puede durar uno o dos años. Del mismo modo o con idéntico procedimiento, se pueden obtener soluciones coloidales de plata, platino.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 26. Elementos. — 27. Compuestos inorgánicos. — 28. Cuerpos gánicos. — 29. Disolventes. — 30. Separación de los componentes de la mezcla. — 31. Estado coloidal. Emulsión.

26. Los elementos. — Observación de los caracteres de los elementos siguientes:

Hierro { Metal de color blanco, gris, recién cortado.
Expuesto al aire, se recubre de una capa amarillenta llamada orín o herrumbre.
Es atraído por un imán (es magnético).
Es buen conductor del calor y de la electricidad, propiedad ésta de todo metal.

Colocar en un tubo de ensayo un poco de limadura de hierro y añadir ácido clorhídrico (ClH). Calentar suavemente. Observar el desprendimiento de un gas. El líquido habrá tomado color verde claro, llamado verde nilo (cloruro ferroso).

Cobre { Metal de color rojo.
Es pesado.
Expuesto al aire se recubre de una capa protectora de color verde.

Colocar en un tubo de ensayo, limadura de cobre, añadir ácido nítrico (NO₃H). Notar la formación de vapores rojizos, llamados vapores rutilantes. El líquido toma color verde (nitrate cúprico).

Azúfre { Sustancia de color amarillo limón.
Se presenta en polvo (flor de azufre), y en barras (azufre en canuto).
Se electriza por frotamiento, tan sólo en el punto frotado.
Por el calor pasa por varios estados.

Calentar con una pinza un trocito de azufre en la llama. Notar que al encender producí un gas de olor fuerte que arde con llama azul, anhídrido sulfuroso (SO₂).

27. Compuestos inorgánicos.

Agua { Líquido; pura: no tiene olor, color.
Disolvente: del azúcar, sales, etc.
Pura: hierve a 100°C. (vapor).
Se solidifica a 0°C. (hielo).

El hielo es menos denso que el agua. Notar el fenómeno echando un trozo de hielo en el agua (flota).

Sal común { Se presenta de color blanco.
Sabor salado.
Soluble en agua.
Si no tiene impureza no se deshace, no absorbe la humedad, no es deliquescente.
Si tiene sustancias higroscópicas como el cloruro de magnesio (Cl₂Mg), se vuelve deliquescente.

Mármol { Se raya fácilmente con un cortaplumas.
Presenta varios colores según los óxidos que contiene.
Por el calor da gas carbónico (CO₂) y cal (CaO).

Introducir en una probeta trocitos de mármol. Verter ácido clorhídrico (ClH). Notar la efervescencia y la producción de un gas que apaga los cuerpos en combustión: es el gas carbónico (CO₂).

28. Cuerpos orgánicos.

Azúcar { Se presenta en pequeños cristales de color blanco.
Sabor dulce.
Es soluble en el agua.
Por el calor se convierte en caramelo.

En un tubo de ensayo introducir trozos de azúcar y luego ácido sulfúrico (SO₄H₂). El azúcar se pone negro, ¿qué ha pasado? El ácido sulfúrico muy ávido de agua, ha tomado el hidrógeno y el oxígeno, dejando el carbono de color negro.

Almidón { Sustancia amorfa, blanca, pulverulenta.
Insoluble en agua fría.
Con agua caliente forma el engrudo.

Colocar en un tubo de ensayo, un poco de *engrudo*. Una vez enfriado, agregar unas gotas de *agua de yodo* y agitar; el líquido se pone color azul. Notar que el color desaparece por el calor y reaparece al enfriarse el líquido.

29. Disolventes:

Agua ...	Disuelve ..	Es el disolvente por excelencia.
		<i>Líquidos:</i> alcohol, ácido acético, etc. <i>Gases:</i> amoníaco, ácido clorhídrico, sulfhídrico, anhídrido carbónico bajo presión (agua de Seltz). <i>Sales:</i> algunos sulfatos, carbonatos, cloruros.
Sulfuro de carbono ...		Es un líquido.
		Incoloro.
		Olor fétido, desagradable.
		Volátil, inflamable.
		Insoluble en el agua.
		Disolvente del yodo, grasa, goma elástica, azufre, etc.

Tomar una capsulita. Verter un poco de *sulfuro de carbono*: en poco tiempo el líquido habrá desaparecido (volatilidad). Acercar un *alambre metálico caliente* (no incandescente) a una cápsula conteniendo sulfuro de carbono; el líquido, entonces, se inflamará.

En un tubo de ensayo introducir *sulfuro de carbono y aceite*; agitar el tubo. Notar que el aceite se ha disuelto en sulfuro de carbono.

En otro tubo de ensayo introducir un trozo de *caucho y sulfuro de carbono*. Agitar. Notar la desaparición del caucho (se ha disuelto).

Emplear un tubo de ensayo e introducir *sulfuro de carbono y agua*: ambos líquidos no se mezclan; el sulfuro de carbono que es más denso pasará a la parte inferior (método práctico para aislar el sulfuro de carbono, evitar su mal olor y su inflamabilidad).

Nafta		Volátil.
		Poco densa.
		Inflamable.
		Líquido incoloro.

Comprobar la *volatilidad e inflamabilidad de la nafta* acercando una llama. Introducir la nafta en una cápsula; agregar agua. Agitar: la nafta se separa pasando a la parte superior.

Cloroformo		Sustancia incolora, líquida.
		Olor etéreo, sabor dulce.
		Poco soluble en el agua.
		Disuelve la grasa, iodo, bromo, etc.

En un tubo de ensayo echar *cloroformo*. Añadir *bromo*. El líquido se pone rojo pardo. Con *agua de iodo* el líquido se torna rojo violado.

30. Separación de los componentes de la mezcla. — (Mezcla de azufre más limaduras de hierro). Mezclar en un mortero: *flor de azufre y limaduras de hierro*. Echar *una parte de la mezcla* sobre una hoja de papel y pasear un imán en la masa. Notar que el imán atrae al hierro y deja el azufre.

Tomar otra *parte de mezcla* (fig. 28), echarla en un tubo de ensayo con 2 ó 3 centímetros cúbicos de sulfuro de carbono; agitar, decantar unas gotas del líquido claro en un vidrio de reloj; observar el residuo después de algunos instantes: se habrán formado cristales de azufre (forma octaédrica).



Fig. 28. Separación de los componentes de una mezcla: hierro y azufre.

Separación de los componentes de la *pólvora negra*. — La *pólvora negra* es una mezcla de azufre, carbón y nitro. Tomar una *porción de pólvora* y calentarla con agua en un vaso de precipitación. Filtrar el líquido. Calentar el filtrado en una capsulita para concentrarla. Dejar enfriar.

Después de unos instantes notar la formación de largas agujas. Es el *nitro*.

Tratar la *masa negra* que quedó sobre el filtro con sulfuro de carbono y agitar fuertemente. Filtrar la solución. Abandonar el filtrado a la evaporación. Notar la aparición de pequeños cristales amarillos de *azufre*.

Sobre el filtro habrá quedado el *carbón*.

Separación, por variación de solubilidad con la temperatura, de una mezcla de cloruro de potasio más clorato de potasio. — Echar la mezcla en agua caliente para obtener una perfecta disolución; luego someter la disolución a baja temperatura: el cloruro de potasio permanece disuelto y el clorato de potasio por ser insoluble en agua fría precipita. Filtrar para separar la parte líquida de la parte sólida.

Mezcla de líquidos. — Colocar igual cantidad de *agua* en cinco tubos de ensayo; añadir luego con precaución: *alcohol, acetona*.

éter, cloroformo, sulfuro de carbono en iguales volúmenes. Observar que tan sólo el sulfuro de carbono se ha ido al fondo y que los otros líquidos sobrenadan. Agitar fuertemente los tubos; dejar reposar. El alcohol y la acetona desaparecerán totalmente por ser solubles en el agua. El éter y el cloroformo desaparecerán en parte por ser algo solubles en el agua.

31. Estado coloidal. — Separación de coloides y cristaloides. Disolver separadamente sal de cocina y clara de huevo en agua. Colocar cada solución por separado en dializadores (ver fig. 24), formados por un tubo grueso de vidrio y cerrado en su parte inferior con una membrana de papel de pergamino humedecido, sujetado con una cuerda. Introducir los dos dializadores en recipientes que contengan agua destilada. Dejar en reposo 24 horas. Proceder luego al análisis de los líquidos de cada recipiente:

a) Reconocer el cloruro de sodio. Introducir en un tubo de ensayo una porción del líquido del primer recipiente, junto con algunas gotas de nitrato de plata (NO₃Ag). Observar la formación de un precipitado blanco de cloruro de plata (ClAg). Prueba de que parte del cloruro de sodio del dializador pasa al recipiente exterior a través de la membrana.

b) Reconocer la albúmina. Colocar separadamente en dos tubos de ensayo ácido acético; en el primer tubo se introduce un poco de líquido del dializador; observar un precipitado, efecto de la albúmina que contiene en disolución. En el segundo tubo poner un poco del líquido del recipiente y notar que no se produce ningún cambio.

Emulsión. — Para conseguir una emulsión, agitar violentamente en un frasco cerrado agua conteniendo unas gotas de aceite, el aceite se emulsiona en el agua, dividiéndose en pequeñas gotas, que permanecerán suspendidas en el agua. Observar el aspecto lechoso adquirido por la mezcla, es el aspecto típico de las emulsiones.

La práctica resultará más demostrativa si el agua lleva un poco de jabón disuelto.

Procedimiento inverso. Agitar aceite con unas gotas de agua, se obtendrá una emulsión: agua de aceite. La emulsión se hará más visible mezclando y agitando partes iguales de aceite y de agua de cal; la mezcla presenta un aspecto de crema (linimento óleo calcáreo).

RESUMEN

- Objeto de la química {
 - 1º Estudio de la materia; su constitución.
 - 2º Las reacciones producidas entre los cuerpos y las leyes que las rigen.
 - 3º Los fenómenos que alteran de un modo permanente las propiedades de la materia.

- División de la química {
 - General ... { estudia las propiedades comunes a todos los cuerpos: peso, extensión, inercia, densidad.
 - Aplicada .. { estudia las propiedades particulares a cada cuerpo: olor, color, solubilidad, dureza, brillo, etc.

- Importancia de la química {
 - En medicina: nos suministra medicamentos, drogas.
 - En Agricultura: proporciona abonos, destructores de plagas, venenos.
 - En la industria y vida diaria: fabricación de productos artificiales, obtención de la nafta, gas de alumbrado, etc.

- Materia {
 - Todo lo ponderable que ocupa un lugar en el espacio, que impresiona nuestros sentidos.

- Cuerpo {
 - Toda porción limitada de materia que impresiona nuestros sentidos.

- Sustancia {
 - Calidad de la materia de que se componen los cuerpos.

- Diferencia entre sustancia y cuerpo {
 - En la sustancia se considera la manera de ser, la naturaleza de la materia.
 - En el cuerpo se considera principalmente la forma.

Estados de la materia	3 Estados principales	Sólido: caracteriz. por la cohesión
		Líquido: " " " fluidez
		Gaseoso: " " " expansibilidad.
Estados intermedios		Pastoso: la manteca en verano.
		Vesicular: el agua en las nubes.
Grado de división de la materia	Partículas	Porción diminuta de materia, ejemplo: harina fina.
	Moléculas	Menor porción de una sustancia al estado libre, ejemplo: una molécula de agua (H ₂ O).
	Átomos ...	Última división de la sustancia, formando combinación, ejemplo: el oxígeno en el agua.
Estructura de la materia	Moléculas	Separadas por espacios intermoleculares , en estado continuo de movimiento (movimiento browniano) y sometidas a fuerzas de atracción o de repulsión.
Propiedades de las sustancias	Físicas	Características de una sustancia: color, sabor, olor, dureza, etc.
	Químicas ..	Manifestadas durante algún cambio químico por el calor, luz, electricidad, afinidad.
	Fisiológicas	Acción de algunas sustancias sobre los seres vivos.
Clasificación de las sustancias		Minerales o inorgánicas: encontradas en el reino mineral.
		Orgánicas: se hallan en los organismos de los seres vivos.
		Naturales: formadas en la naturaleza.
		Artificiales: obtenidas por el hombre en el laboratorio, en la fábrica.
		Compuestas: formadas por átomos distintos.
		Simples: formadas por átomos de la misma especie.

Soluciones		Mezclas homogéneas de líquido + líquido; sólido + líquido; líquido + gas.
		Molecular o física: solución con moléculas dispersas en el líquido, no dissociadas.
		Iónica: solución con moléculas ionizadas.
Coeficiente de solubilidad de un sólido	Relacionado con	Definición: peso de sustancia disuelta en 100 grs. de disolvente.
		a) La naturaleza del sólido o del gas. b) La temperatura. c) La presión.
Curva de solubilidad		Línea que pasa por los puntos de intersección determinados por el coeficiente de solubilidad y la temperatura correspondiente.
Saturación		Fenómeno por el cual un disolvente tiene disuelto todo lo que puede disolver a una temperatura dada.
Sobresaturación		Fenómeno mediante el cual un disolvente tiene disuelto más de lo que puede disolver a una temperatura determinada.
Sustancias puras	Definición ..	Sustancias cuyas propiedades no varían pasando de una muestra a otra.
		1) Homogeneidad de sus partículas.
		2) Constantes físicas bien determinadas: punto de ebullición, fusión, solidificación, densidad, etc.
? clases		Simples o elemento: metales, metaloides.
		Compuestas: agua destilada.
Especie química		Sustancia pura de la cual no se puede extraer otra sustancia por medios físicos: azúcar, agua, mercurio.
Mezcla		Reunión de dos o más sustancias separables por medios mecánicos o físicos.

Estado natural de las sustancias { En combinación.
No combinadas: estado nativo (sólido, líquido), estado libre (gas).

Sistemas { **Homógenos:** mezcla de sustancias sin separación de superficie, ejemplo: solución de sal.
Heterogéneos: mezcla de sustancias con separación de superficie, ejemplo: agua + aceite.

Separación de los componentes de una mezcla ...

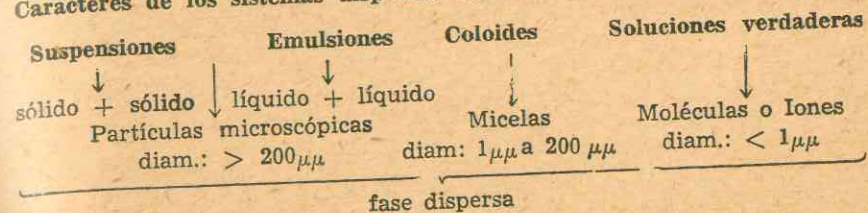
sólido + sólido	{	Tamizado: separar harina gruesa de harina fina.
		Levigación: separar el oro de arenas auríferas.
sólido + líquido	{	Decantación: separar arcilla del agua.
		Sifón: separar un líquido de un sólido después de la decantación.
		Filtración: separar arena del agua; extraer aceite de las aceitunas (filtros-prensa).
		Centrifugación: separar cristales de la melaza.
líquido + líquido	{	a) Líquidos miscibles .. { agua + alcohol: destilación fraccionada.
		b) Líquidos no miscibles { agua + aceite { Sifón. Pipeta. Embudo de decantación
gas + gas	{	Liquefacción: presión elevada y temperatura baja.

Dispersión: es el estado de suma división que presenta una sustancia en el seno de un medio dispersante (sólido, líquido, gas), sin que por el reposo se produzca la precipitación de dicha sustancia.

Fase de la dispersión { Medio disperso: partículas.
Medio dispersante: soluto.

El grado de dispersión depende del tamaño de las partículas.

Caracteres de los sistemas dispersos según el tamaño de las partículas



Difusión: es el fenómeno por el cual las moléculas de un gas, de un sólido o de un líquido se expanden en otro gas o en una solución.

Ejemplos: a) Las moléculas de hidrógeno, de iodo (sublimación), el humo que se expanden en el aire; b) el agua, después de atravesar una membrana semipermeable se mezcla con una solución de azúcar.

Efusión: es el paso, al aire, por un orificio pequeño, de un gas sometido a presión en un recipiente.

Diálisis: procedimiento de separación de un coloide de un cristaloides a través de una membrana porosa, ejemplo: albúmina y cloruro de sodio.

Observación de una solución coloidal .. { 1º Partículas llamadas micelas, animadas de movimientos rápidos (brownianos).
2º Solución o sol.
3º Precipitado o gel

Obtención del oro coloidal: por el método Bredig.

CAPITULO II

CRISTALIZACION

I — PARTE TEORICA



Sumario: 32. **Cristalización.** — 33. Estado de la materia: **cristalizada, cristalino, amorfo.** — 34. Procedimientos de cristalización. Fenómeno de cristalización. — 35. **Cristalografía. Cristal.** Elementos de un cristal. — 36. **Estructura y propiedades morfológicas de los cristales:** elementos de un cristal, sistemas cristalinos. Dimorfismo. Polimorfismo. Isomorfismo. — 37. **Anisotropía. Isotropía.**

32. Cristalización. — Se llama cristalización el fenómeno de producción de cristales.

Los cuerpos sólidos pueden presentarse bajo formas múltiples absolutamente *irregulares* limitadas a menudo por superficies curvas: estos son los *cuerpos amorfos*, en los cuales las partículas de materia no se agrupan en ningún orden; o bien en formas perfectamente *regulares y determinadas* para cada cuerpo, poliedros limitados por superficies planas: son los *cuerpos cristalizados*. La *regularidad*, el *orden* en la *disposición de las partículas* constituye el *estado cristalino*, el cual se manifiesta por las formas geométricas regulares que afecta la sustancia cristalizada.

33. Estado de la materia. — Los estados de la materia son: *cristalizado, cristalino y amorfo o no cristalino.*

a) **Estado Cristalizado:** Cuando un cuerpo pasa del estado gaseoso o líquido al sólido gozando de condiciones especiales como: espacio necesario a su consolidación, descenso paulatino de su temperatura, presión constante, etc., dicho cuerpo se desarrolla con toda libertad, constituyendo un cuerpo cristalizado o un *cristal perfecto*.

En este caso posee la forma poliédrica característica de su estructura.

Entre los numerosos cristales que ofrece la naturaleza podemos citar: el *cuarzo* (SiO_2) que presenta la forma de un prisma

hexagonal coronado por una pirámide de igual base; la variedad de *calcita* (CO_3Ca), llamada espato de Islandia, que existe unas veces en romboedros, otras veces en escalenoedros, etc. (Fig. 29).

El estado cristalizado corresponde a una distribución ordenada y regular de las partículas y moléculas; se caracteriza por la *anisotropía*, es decir, por la variación de las propiedades según la dirección en que se las estudia.

b) **Estado cristalino:** Cuando un cuerpo se halla privado del suficiente espacio para consolidarse y que las demás condiciones de temperatura y presión no le son favorables totalmente, los individuos cristalinos aparecen reducidos a un tamaño pequeño o bien no presentan la forma poliédrica, adquiriendo tan sólo la estructura de cristal.

Como ejemplo podemos citar la *mica*, con disposición en hojas adheridas: el *asbesto* y el *amianto en fibras*; algunos *calcáreos granulosos*, etc.

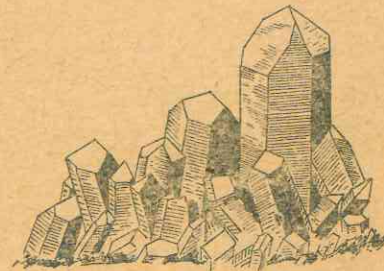


Fig. 29. - Cristales de cuarzo

En el estado cristalino el cuerpo presenta apariencia *amorfa* y se comporta como *isótropo*, pero en realidad se trata de una agrupación de cristales diminutos y amontonados y que siendo cada uno de ellos *anisótropo*, el conjunto aparece como *isótropo* por el desorden del amontonamiento. Así por ejemplo el mármol es un conjunto de pequeños cristales de calcita.

c) **Estado amorfo o no cristalino:** Los cuerpos en estado *vítreo* o *coloidal* se agrupan con frecuencia con el nombre de *amorfos*; denominación ésta que a más de ser inexacta es equívoca.

En efecto, amorfo significa (del griego *a*, sin (negación) y *morfo*, forma) literalmente, cuerpos que no tienen forma propia; y como ello no es concebible más que en los líquidos y gases, se debe ampliar el concepto aclarándolo y refiriéndose a la ausencia de *forma poliédrica*. Pero ésta no es condición indispensable para que exista el cristal y por consiguiente tal denominación es equívoca y no tiene razón de subsistir. Además, los tres estados, vítreo, coloidal y cristalino, se definen desde el punto de vista físico y no morfológico. Por otra parte, con el nombre de *cuerpos amorfos*, *estado amorfo*, se reúnen los vítreos y coloidales que tienen origen completamente distinto y de estructura diferente. De común tienen sólo la *homogeneidad física* y la *isotropía* para todas las propiedades físicas.

Estado vítreo (del latín *vitrum*, vidrio): Las sustancias que se encuentran en este estado se denominan hialinos (del griego *hyalinos*, vidrio) de *hyalos*, transparente.

A este estado se lo puede considerar físicamente como un estado líquido especial de extrema viscosidad, dotado de gran rozamiento interno que fluye con exagerada lentitud.

Los caracteres generales de toda sustancia en este estado son: la dureza (6 a 7 grados de la escala de Mohs), la fragilidad, la estructura conoidal, el brillo característico (vítreo), la insolubilidad.

Estado coloidal: La palabra *coloide* se aplica a los cuerpos en estado de dispersión, cuyo tamaño de las partículas dispersas oscila entre un décimo y un milésimo de micrón. Presentan el estado coloidal las sustancias no cristalizables, entre las cuales se encuentra la cola, y se contrapone a la palabra *cristaloide*. Sin embargo, existen sustancias susceptibles de cristalizar y que pueden presentar también el estado coloidal; ejemplo, el sulfuro arsenioso (S_3As_2) y los metales.

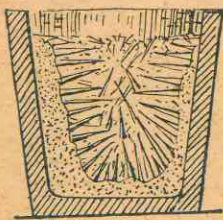


Fig. 30. - Fusión

34. Procedimientos de cristalización. — Los cuerpos cristalizan de ordinario cuando pasan lentamente al estado sólido, siendo los cristales tanto mayores cuanto más despacio se van formando. Este paso al estado sólido se verifica: 1º por *vía seca*: enfriamiento de un cuerpo fundido (*cristalización por fusión*), ejemplo: el azufre (fig. 30), o *condensación de su vapor*, dado el caso que el cuerpo se volatilice sin fundirse; (*cristali-*

zación por sublimación), ejemplos: el ácido benzoico, el yodo (fig. 31); 2º por *vía húmeda*: enfriamiento o evaporación de una solución saturada de esta sustancia, se la deja en "cristalizadores" y "cápsulas", ejemplos: una solución de sulfato de cobre, una solución de sal marina.

Se purifican a menudo los cuerpos haciéndolos cristalizar, lo que permite separarlos de las impurezas que los acompañan.

Estado anhidro. — Ciertos compuesto disueltos en el agua, cristalizan en *estado anhidro*, es decir, que las moléculas del soluto cristalizado no tienen agua, ejemplos: cloruro de sodio ($ClNa$), nitrato de potasio (NO_3K).

Agua de interposición. — Es el agua que acompaña a los cristales; no está combinada. Por el calor, el vapor producido se desprende con



Fig. 31. - Sublimación

violencia separando los cristales. Se dice que la sal *decrepita*, ejemplo: cloruro de sodio ($ClNa$).

Agua de cristalización. — Es el agua que forma parte de los sólidos cristalizados; se dice que el compuesto se hidrata, ejemplos: el sulfato de cobre (SO_4Cu) cristaliza con cinco moléculas de agua; el sulfato de zinc (SO_4Zn), de magnesio (SO_4Mg), cristalizan con siete moléculas de agua; los alumbres con 24.

Eflorescencia. — Es el fenómeno por el cual un hidrato alcalino elimina vapor de agua, perdiendo así parte o toda su agua de cristalización. Tal fenómeno sucede cuando la presión parcial de vapor de agua de la atmósfera en un momento dado, es *menor* que la presión de disociación del hidrato.

Delicuescencia. — Es el fenómeno mediante el cual una sal absorbe vapor de agua de la atmósfera. Dicho fenómeno tiene lugar cuando la presión parcial del vapor de agua es *mayor* que la del hidrato.

Fenómeno de cristalización. — Calentar en una cápsula agua con unos cristales de sulfato de cobre (SO_4Cu). Verter la parte líquida en un cristalizador. Dejar reposar. Observar después de cierto tiempo la formación de cristales de color azul de sulfato de cobre.

35. Cristalografía. — La cristalografía es el estudio del estado cristalino y de las diferentes formas que toman las sustancias al cristalizarse. Estudia los *elementos de un cristal* y los diferentes *sistemas cristalográficos*.

Cristal. — Un cristal es un mineral que afecta una forma geométrica determinada.

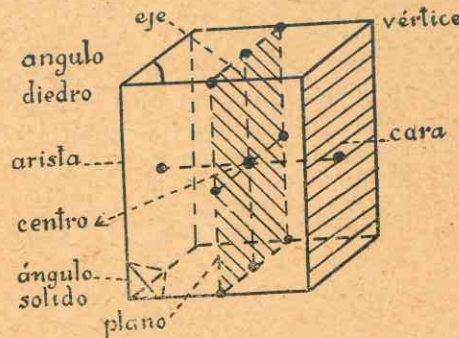


Fig. 33. - Elementos de un cristal

36. Estructura y propiedades morfológicas de los cristales.

Elementos de un cristal. — Siendo los cristales unos cuerpos poliédricos (fig. 33) hay que distinguir en ellos las caras, las aristas, los ángulos diedros y los ángulos poliedros.

Las caras son los planos que limitan el cristal.

Las aristas son las rectas formadas por la intersección de las caras.

El diedro es el ángulo formado por dos caras.

El ángulo poliedro o ángulo sólido está formado por tres o más caras que concurren en un punto, llamado vértice.

Los ejes de los cristales son unas rectas imaginarias que pasan todas por el centro del sólido, y se terminan ya en el centro de ciertas caras o bien en el de ciertos vértices o, asimismo, en el punto medio de algunas aristas.

Se llaman ejes de simetría porque alrededor de ellos los elementos del cristal suelen presentarse de modo simétrico.

Se denomina tipo o forma cristalina primitiva a aquella de la cual se puede hacer derivar otras. La reunión de todas las formas que proceden de un mismo tipo constituye un sistema cristalino.

Las formas cristalinas se derivan del tipo primitivo por truncamiento, por biselamiento o por apuntamiento. A consecuencia de las leyes de la simetría, al sufrir un cristal una modificación en un elemento cristalino, la experimenta en todos los elementos de la misma especie.

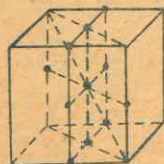


Fig. 34. - Cubo

Sistemas cristalinos. — Los sistemas cristalinos son siete clasificados principalmente según los ejes y planos de simetría: cúbico, hexagonal, cuadrático, romboédrico, ortorrómbico, clinorrómbico o monoclinico y triclínico.

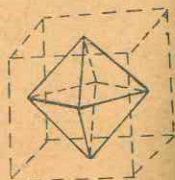


Fig. 35. - Octaedro regular

Indicamos en el cuadro siguiente, la forma típica de cada sistema y los elementos de simetría correspondientes. En cuanto al sistema cúbico, indicaremos a manera de ejemplo algunas formas que derivan del cubo por truncamiento.

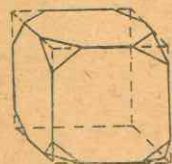


Fig. 36. - Cubo octaedro

- I. — Sistema cúbico: cubo (fig. 34):
 - 3 ejes cuaternarios uniendo los centros de las caras opuestas.
 - 4 ejes ternarios (diagonales del cubo).
 - 6 ejes binarios uniendo los medios de dos aristas opuestas.
 - 1 centro de simetría.
 - 6 planos de simetría teniendo cada uno dos aristas opuestas.
 - 3 planos de simetría paralelos a las caras.

Formas derivadas del sistema cúbico:

a) Truncaduras sobre los vértices: 1º Igualmente inclinadas sobre las caras adyacentes, una en cada vértice, con un total de ocho: octaedro

regular (fig. 35), o si las caras del cubo no son totalmente suprimidas: cubo octaedro (fig. 36).

A veces falta la mitad de las caras previstas por la simetría: hay hemiedría: tetraedro regular (fig. 37).

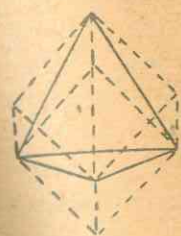


Fig. 37. - Tetraedro regular

2º Truncaduras igualmente inclinadas sobre dos caras y desigualmente sobre la tercera: 3 por vértices, con un total de 24 para los 8 vértices. 3º Truncaduras desigualmente inclinadas sobre las 3 caras: 6 por vértice, con un total de 48.

b) Truncaduras sobre las aristas: 1º Igualmente inclinadas sobre dos facetas adyacentes: 1 sola por arista, con un total de 12. 2º Desigualmente inclinadas sobre las facetas: 2 por arista con un total de 24.

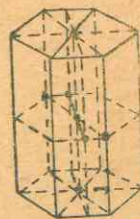


Fig. 38. - Prisma hexagonal regular

II. — Sistema hexagonal (fig. 38):

- 1 primas rectos de base rómbica (ángulos 60º y 120º) unidos, formando un prisma hexagonal regular.
- 1 eje ternario (eje principal).
- 6 ejes binarios: 3 uniendo los medios de 2 aristas laterales opuestas.
- 1 centro.
- 6 planos de simetría pasando por el eje principal: tres pasando por dos aristas laterales opuestas y tres perpendiculares a dos caras laterales opuestas.



Fig. 39. - Prisma recto

III. — Sistema cuadrático: prisma recto de base cuadrada (fig. 39):

- 1 eje cuaternario (eje principal).
- 4 ejes binarios: dos uniendo los centros de las caras laterales opuestas y dos uniendo los medios de las aristas laterales opuestas.
- 1 centro.
- 4 planos de simetría que pasan por el eje principal: dos paralelos a las caras laterales y dos pasando por las aristas laterales opuestas.
- 1 plano de simetría perpendicular al eje cuaternario.

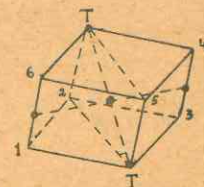
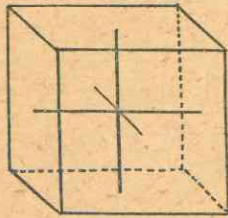
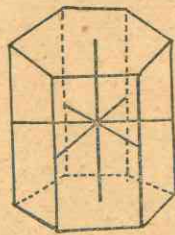


Fig. 40. - Romboedro de base cuadrática

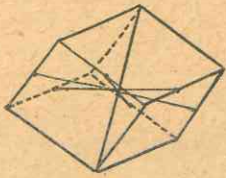
Sistemas cristalinos



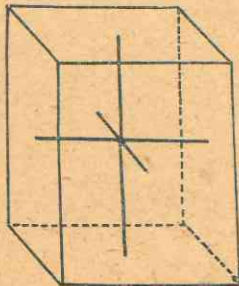
S. Cúbico
(Sal gema)



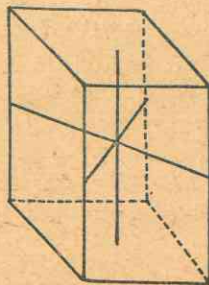
S. Exagonal
(Cuarzo)



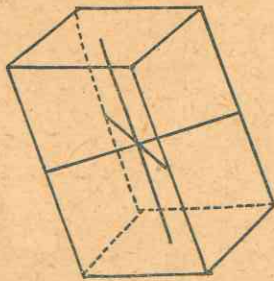
S. Romboédrico
(Calcita)



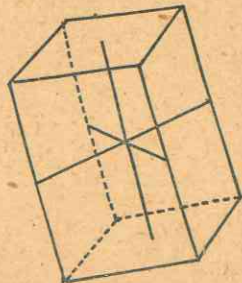
S. Cuadrático
(Casiterita)



S. Ortorrómbico
(Azufre)



S. Clinorrómbico
(Gipso)



S. Triclinico
(Sulfato de cobre)

IV. Sistema romboédrico: sólido con 6 caras romboidales (fig. 40):

2 grupos de tres aristas culminantes rematando en las extremidades del eje principal, los otros 6 formando el hexágono en zig-zag 1, 2, 3, 4, 5, 6 (las caras hacen entre sí dos clases de diedros; estos últimos son 2 de una clase y 6 de otra).

1 eje ternario (eje principal).

3 ejes binarios normales al eje principal.

1 centro.

3 planos de simetría pasando por el eje principal, normales a los ejes binarios, teniendo una arista culminante de cada grupo.

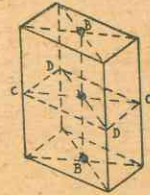


Fig. 42. - Prisma recto de base romboidal

V. — Sistema ortorrómbico: prisma recto de base romboidal (fig. 42):

3 ejes binarios perpendiculares dos a dos (BB' — CC' — DD').

1 centro.

3 planos de simetría normales a los ejes binarios (cada plano de simetría contiene 2 de los 3 ejes binarios).

VI. — Sistema clinorrómbico o monoclinico: prisma oblicuo (fig. 43):

1 eje binario BB'.

1 centro.

1 plano de simetría perpendicular al eje pasando por dos aristas opuestas.

VII. — Sistema triclinico: paralelepípedo doblemente inclinado (fig. 44):

1 centro de simetría.

Alotropía: Dimorfismo - polimorfismo. — Se dice que una sustancia es *dimorfa*, *polimorfa* cuando puede cristalizar en formas que pertenecen a dos o varios sistemas cristalinos diferentes. El azufre, por ejemplo, es dimorfo; por evaporación de su disolución en el sulfuro de carbono, da octaedros ortorrómbicos, y el azufre fundido cristaliza a los 112° en prismas clinorrómbicos; el carbonato de calcio (CO₃Ca) es también dimorfo; la especie llamada *espato de Islandia* (fig. 45) cristaliza en romboedros, y la *aragonita* en prismas ortorrómbicos (fig. 46).



Fig. 43. - Prisma clinorrómbico o monoclinico

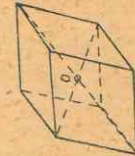


Fig. 44. - Prisma triclinico

Lo mismo el fósforo que presenta dos variedades: el fósforo blanco (cúbico) y el fósforo rojo (romboédrico).

El *diamante* (cúbico) y el *grafito* (hexagonal) son dos variedades de *carbono cristalizado*.

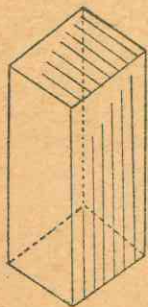


Fig. 45. - Espato de Islandia

El *polimorfismo* es un hecho general. Entre los cuerpos simples polimorfos podemos citar: arsénico, antimonio, estaño, hierro; y entre los compuestos: hielo, anhídrido arsenioso, anhídrido carbónico sólido, sulfuro de zinc, sulfato de calcio, yoduro de plata, etc.

Las diversas variedades de los cuerpos dimorfos, polimorfos, se llaman estados *alotrópicos* del mismo cuerpo.

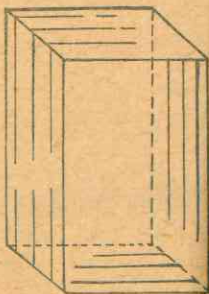


Fig. 46. - Aragonita (triclínico)

Isomorfismo (de forma igual). — Llámense cuerpos isomorfos aquellos que, además de cristalizar en un mismo sistema, pueden formar cristales mixtos en disoluciones que contienen proporciones de cualquiera de los componentes. Tales disoluciones pueden engrosar con nuevas capas los cristales obtenidos en la disolución de uno de los componentes. Esto se puede observar muy bien en los *alumbres*; en el *alumbre ordinario* (sulfato doble de aluminio y potasio) de color blanco, y en el *alumbre de cromo* (sulfato doble de potasio y cromo) de color negruzco. Si se introduce un cristal de este último (octaedro regular) en una disolución saturada de alumbre ordinario, se van depositando capas de éste sobre las caras del octaedro negruzco (fig. 47) y se logra con facilidad un hermoso octaedro primitivo colocado en su mismo centro. Mezclando las dos disoluciones se obtienen cristales de igual forma cristalina, que contienen a un tiempo las dos sustancias.

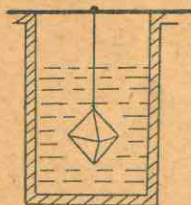


Fig. 47. - Cristalización del alumbre.

Las observaciones hechas por Mitscherlich, dieron a conocer que los compuestos que tienen constitución química análoga son *isomorfos*; así sucede con los alumbres, los carbonatos de calcio, de hierro, de manganeso, de magnesio, que son isomorfos (romboedros que tienen composición semejante). Lo propio se observa entre varios fosfatos y arseniatos, etc.

37. Anisotropía (del griego *an*, partícula negativa; *isos*, igual, y *tropo*, dirección).

Se entiende por *cristales anisótropos* aquellos que presentan

la particularidad de cambiar de intensidad según la dirección, encontrándose igualdad sólo en las partes simétricas.

Son *anisótropos* todos los cuerpos que pertenecen a los sistemas cristalográficos, excepto el cúbico que es *isótropo*.

La *dureza*, por ejemplo, de los cristales es diferente según los puntos y direcciones considerados, siendo igual para las direcciones simétricas (curvas de dureza AA' BB" (fig. 48).

El mismo fenómeno se reproduce considerando la acción del calor sobre un cristal.

Los cuerpos anisótropos son *birrefringentes*, es decir, que sufren la doble refracción. Ej.: el cuarzo, la calcita, el espato de Islandia.

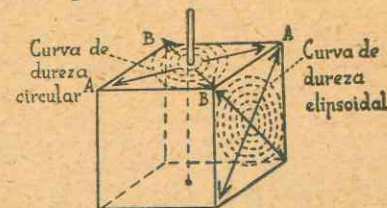


Fig. 48. - Prisma cuadrático: curvas de dureza

Isotropía (del griego: *isos*, igual; *tropo*, dirección).

Se entiende por sustancias *isótropas* aquellas que presentan propiedades iguales en cualquier dirección que se considere. Una acción ejercida en un punto se propaga igualmente en todas las direcciones. Son *isótropas* las sustancias amorfas y los cuerpos que cristalizan en el sistema cúbico. En estas sustancias se puede suponer que las moléculas no están orientadas o que no presentan dirección determinada.

Los cuerpos isótropos son *monorrefringentes*, es decir, que poseen la simple refracción.

Podemos deducir de lo anteriormente expuesto que la *característica fundamental de un cristal* es la *anisotropía*, mientras que los *sólidos amorfos*, así como los *líquidos* y los *gases* son *isótropos*. El vidrio, cuerpo amorfo, puede considerarse como un líquido de enorme viscosidad.

RESUMEN
CRISTALIZACION

Definición: fenómeno de producción de cristales.

Se distinguen ... {
Estado cristalizado
Estado cristalino { Agrupación de las moléculas de un modo regular. Ej.: la mica, el cuarzo.
Estado amorfo: agrupación de moléculas sin orden. { Vítreo: Ej. vidrio volcánico.
 Coloidal: Ej.: la arcilla.

Procedimientos . {
 a) *Vía seca* { Cristalización por fusión, ejemplo: azufre.
 Cristalización por sublimación, ejemplo: ácido benzoico, yodo.
 b) *Vía húmeda* . { Por disolución y evaporación en frío. Ej. azufre.
 Por disolución y evaporación en caliente. Ej. sal marina.

Cristalografía: estudio del estado cristalino.

Cristal: mineral de forma geométrica.

Elementos de un cristal .. {
 caras
 vértices
 aristas
 ángulos { diedros.
 sólidos.

Elementos de simetría ... {
 planos
 ejes
 centro

Sistemas cristalinos {
 cúbico
 hexagonal
 cuadrático
 romboédrico
 ortorrómbico
 clinorrómbico o monoclinico
 triclinico

Dimorfismo, polimorfismo: propiedad que posee un mineral de cristalizar bajo dos o más formas, ejemplos: azufre, carbono, hielo.

Isomorfismo: propiedad que poseen varios cuerpos de cristalizar bajo la misma forma, ejemplo: alumbres.

CAPITULO III
FENOMENOS - ELEMENTOS QUIMICOS

PARTE TEORICA



Sumario: 38. Fenómenos naturales. — 39. Clases de fenómenos: físicos y químicos. — 40. Afinidad. — 41. Reacciones químicas. — 42. Causas que modifican las reacciones. Reacción exotérmica y endotérmica. — 43. Elementos. Distribución. — 44. División: metales y no metales o metaloides. — 45. Nomenclatura de los elementos. — 46. Símbolos. Símbolos antiguos. — 47. Notación actual. — 48. Valencia o cuantivalencia. Variación de la valencia. — 49. Radicales. — 50. Clasificación de los elementos según su valencia. — 51. Tabla de las valencias de los elementos.

38. **Fenómenos naturales.** — Vemos continuamente que las sustancias pueden experimentar cambios bajo la influencia de causas diversas como el calor, la luz, la electricidad, la presión: el agua se evapora o se hiela; el hierro se cubre de herrumbre; las plantas crecen; los alimentos son digeridos; el papel, la madera y el carbón en la estufa arden al contacto de un fósforo encendido y se transforman en gases y cenizas. Estos cambios y modificaciones en el estado de los cuerpos son llamados *fenómenos naturales*.

39. **Clases de fenómenos.** — Podemos dividir los fenómenos en *físicos* y *químicos*.

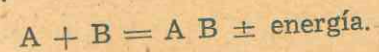
Fenómenos físicos. — El fenómeno es físico si la sustancia permanece igual aunque algunas de sus propiedades se alteren por un tiempo. El cuerpo vuelve a su estado primitivo cuando deja de obrar la causa que determinó el cambio y reaparecen las condiciones anteriores: el metal fundido se solidifica de nuevo al enfriarse; el gas comprimido recobra su volumen primitivo cuando la presión deja de ejercerse.

Fenómenos químicos. — El fenómeno es químico cuando al unirse varias sustancias el cambio es permanente, y las sustancias primitivas con sus propiedades características son reemplazadas por otra u otras sustancias con sus propiedades respectivas: el azufre al quemarse desaparece, dando lugar a un gas invisible, de olor irritante; el alimento que tomamos es digerido y transformado parcialmente en nuestra sangre; la gasolina en un motor de explosión se quema y se transforma; el agua por efecto de la corriente eléctrica se transforma en dos gases invisibles y de propiedades características diferentes de las del agua; el zumo azucarado de la uva da alcohol y gas carbónico en la fermentación. La *combustión*, la *digestión*, la *fermentación*, la *descomposición* por la electrólisis son **fenómenos químicos**.

40. **Afinidad.** — La afinidad es la fuerza que mantiene unidos los átomos y provoca las reacciones. En la molécula ClNa (*cloruro de sodio*), la afinidad mantiene unido el átomo de cloro y el átomo de sodio: ClNa .

El calor desprendido en una reacción química mide la energía de la afinidad, o sea el trabajo de las fuerzas en *presencia*.

Cuando se combinan dos cuerpos hay absorción o desprendimiento de energía:



Cuando hay absorción, la reacción es *endotérmica*; cuando hay desprendimiento la reacción es *exotérmica*. Si queremos pasar del compuesto AB a los componentes: A y B , debemos restituir la energía que han desprendido al combinarse, y esta restitución es igual a la que se ha gastado para combinarlos.

41. **Reacciones químicas.** — Una reacción química es la acción recíproca de dos o más cuerpos con producción de fenómenos químicos. Para que los *cuerpos reaccionen* deben estar en *contacto*. Los cuerpos sólidos reaccionan con mucha dificultad, y para facilitar las reacciones hay que disolverlos, fundirlos, vaporizarlos o bien reducirlos a polvos finísimos y a menudo someterlos en este estado a una presión considerable. Los líquidos y los gases pueden ponerse más fácilmente en contacto íntimo entre sí y con los sólidos.

42. **Causas que modifican la velocidad en las reacciones químicas.** — La afinidad es la fuerza que mantiene unidos los átomos y provoca las reacciones; representa la tendencia de las sustancias a reaccionar y regula las combinaciones y descomposiciones.

La velocidad de reacción es modificada por el calor, el frío, la cohesión, la luz, la electricidad, la presión, el estado naciente, la acción catalítica.

Calor. — En general para provocar la reacción, combinación o descomposición, hay que calentar las sustancias hasta que parte de ellas alcance una temperatura superior a la de la reacción; luego el calor producido por la misma reacción basta para elevar la temperatura en los demás puntos de la masa.

El *calor moderado* aumenta la afinidad disminuyendo la cohesión de los cuerpos, mientras que un calor intenso a veces anula la afinidad. Ejemplo: el mercurio y el oxígeno se combinan entre 300° y 400°; pero elevando la temperatura por arriba de 400° se descompone el óxido formado.

Frío. — El frío disminuye la velocidad y la amplitud de los movimientos atómicos, produciendo una disminución de su energía. En 1893 Paul Pictet demostró que a — 125°C., el ácido sulfúrico y la potasa cáustica, puestos en presencia, no reaccionan.

Cohesión. — La cohesión de los cuerpos dificulta y debilita la afinidad; para que ésta se manifieste se debe destruirla, reduciendo los cuerpos al estado líquido o gaseoso. Ejemplo: el bicarbonato de sodio y el ácido tartárico pulverizados no manifiestan afinidad hasta que su cohesión haya disminuído por medio del agua.

Luz. — Una mezcla de hidrógeno y de cloro se conservan sin combinarse, en la obscuridad; pero si se expone a la acción de la luz solar, ésta suministra energía a los átomos, los cuales se combinan formando ácido clorhídrico.

La luz puede ser contraria a la afinidad, como en el caso del cloruro de plata, el cual se descompone, ennegreciéndose a la luz solar.

Electricidad. — En forma de chispas produce combinaciones como la del oxígeno con el hidrógeno (síntesis del agua por el eudiómetro) descomposiciones como la del gas amoníaco en hidrógeno y nitrógeno (análisis del amoníaco).

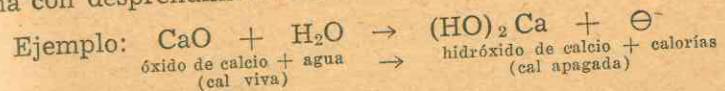
Presión. — Por medio de la presión, los átomos están en contacto más íntimo, y su roce produce calor que aumenta la afinidad. Ejemplo: si se comprime hidrógeno y oxígeno en un *estabón de aire*, se obtiene su combinación.

Estado naciente. — Cuando una sustancia se desprende de una combinación tiene su energía máxima para entrar en otra combinación. La energía que posee proviene del calor que se desprende de la reacción misma que lo hizo libre.

Acción catalítica; condensación por los cuerpos porosos. — Es la producida por una sustancia que al parecer no se altera; acelera las acciones. Berzelius la llamó fuerza catalítica. El musgo de platino produce la combinación del hidrógeno y del oxígeno, sin sufrir ninguna modificación. Actualmente ese fenómeno se ex-

plica por la condensación de los gases en el cuerpo poroso, cuyo calor desarrollado provoca la combinación.

Reacción exotérmica. — Llámase reacción exotérmica la que se forma con desprendimiento de calor.



Reacción endotérmica. — Es la que se efectúa con absorción de calor. Ejemplo: las mezclas frigoríficas, los óxidos de nitrógeno, el ozono.

Es de suma importancia saber si un compuesto es *endo* o *exo-térmico*, pues nos permite conocer su estabilidad en diferentes condiciones de temperatura. Un compuesto endotérmico contendrá más energía que los elementos que lo han formado inversamente; los compuestos exotérmicos son estables a bajas temperaturas, pero no en las altas. Compuestos exotérmicos: el CO, el CO₂, el H₂O.

43. Elementos. — Por elemento se entiende una sustancia de la cual, por medio químico, no se puede obtener otras más sencillas. Son *elementos*: el hierro, el cobre, el hidrógeno, etc.; no tienen nada más que hierro, cobre, hidrógeno, respectivamente.

Los *elementos* son las sustancias fundamentales de los cuales se forman todos los cuerpos compuestos o combinaciones y a los cuales se reducen dichos compuestos al descomponerse totalmente.

Distribución de los elementos. — Los elementos se encuentran a veces *nativos*, es decir, libres o simplemente mezclados con otras sustancias, pero generalmente existen en combinaciones más o menos complejas. El oxígeno existe libre en el aire y en combinación en el agua. El azufre se encuentra mezclado con materias terrosas en las regiones volcánicas. El oro se encuentra diseminado en las arenas en forma de pepitas.

Conocemos actualmente 96 cuerpos simples o elementos. Por combinaciones variadas de los cuerpos simples se han formado cerca de un millón de sustancias. De ellas tan sólo 8 forman el 97,24 % de la corteza terrestre:

Elementos	%	Elementos	%
Oxígeno	25,80	Potasio	3,22
Silicio	7,30	Sodio	2,36
Aluminio	50,02	Calcio	2,28
Hierro	4,18	Magnesio	2,08

Composición aproximada del cuerpo humano (en peso)

Elementos	%	Elementos	%
Oxígeno	65	Azufre	0,25
Carbono	18	Sodio	0,15
Hidrógeno	10	Cloro	0,15
Nitrógeno	3	Magnesio	0,05
Calcio	2	Hierro	0,004
Fósforo	1	Iodo	} vestigios
Potasio	0,35	Flúor	
		Silicio	

44. **División de los elementos.** — Los elementos, atendiendo a su función, se dividen en dos grandes grupos: los *no-metales* ⁽¹⁾ y los *metales*.

Diferencia entre los no-metales y los metales

No metales	Metales
1º Generalmente no tienen brillo.	1º Tienen brillo.
2º Son malos conductores del calor y de la electricidad.	2º Son buenos conductores del calor y de la electricidad.
3º Con el oxígeno dan <i>óxidos-ácidos</i> ⁽²⁾ .	3º Con el oxígeno dan <i>óxidos básicos</i> .
4º Son electro-negativos ⁽³⁾ .	4º Son electro-positivos ⁽⁴⁾ .
5º Moléculas generalmente poli-atómicas en estado de vapor.	5º Moléculas generalmente mono-atómicas en estado de vapor.

Algunos *metaloides* son *sólidos* a la temperatura ordinaria como el carbono, silicio, azufre. Otros son *líquidos*: bromo. Los demás son *gases*: oxígeno, nitrógeno, cloro, etc.

Todos los *metales* son *sólidos* a la temperatura ordinaria menos el mercurio que es líquido. Ejemplo: hierro, cobre, níquel, plomo, platino, estaño, plata, etc.

Clasificación de Mendelejeff. (Véase el Cap. XXIII, pág. 501).

(1) Llamados comúnmente metaloides, vocablo que hoy día, ha caído en desuso.
 (2) Llamados también anhídridos, término igualmente en desuso.
 (3) Es decir, que cuando forman parte de una combinación descompuesta al paso de la corriente eléctrica, van al polo positivo, lo que supone en ellos carácter electro negativo.
 (4) Quiere decir que cuando forman parte de una combinación descompuesta por el paso de la corriente eléctrica, van al polo negativo, lo que supone en ellos carácter electro positivo.

Peso atómico. — Todo átomo tiene su peso propio. Los pesos atómicos de los cuerpos simples son números abstractos que representan el peso relativo de los átomos, tomando por unidad al átomo de hidrógeno cuyo peso se representa por 1, o comparándolo con el peso del átomo de oxígeno = 16.

Peso molecular. — El peso molecular de un cuerpo simple o compuesto es el número abstracto que representa el peso relativo de las moléculas, comparado con el peso 2 de la molécula de hidrógeno, o el peso 32 de la molécula de oxígeno.

45. **Nomenclatura de los elementos.** — Se llama *nomenclatura* los nombres adoptados para designar las sustancias.

Los *cuerpos simples* reciben nombres que a menudo recuerdan alguna *propiedad importante* del elemento; así: cloro (verde), bromo (mal olor), hidrógeno (engendra el agua), flúor (que escapa), fósforo (que lleva luz), bario (pesado), cromo (colorado). Otros elementos tienen el nombre del *país* del cual son originarios o en el que han sido descubiertos, a saber: galio (de las Galias - Francia), germanio (de la Germania - Alemania), lutecio (de Lutecia - París), hafnio (de Hafnia - Copenhague). Hay asimismo otros elementos que deben su nombre a la *naturaleza* a que han sido dedicados, como el teluro a la tierra, helio al sol, uranio a Urano. Algunos, en cambio, conocidos desde una época muy remota, siguen conservando sus antiguos nombres: hierro, plata, oro, etc.

46. **Símbolos.** — El símbolo de un cuerpo simple es la abreviatura admitida para representarlo. Es una letra mayúscula empleada sola o acompañada de una minúscula.

El *símbolo* representa a un tiempo el átomo del cuerpo simple y el peso atómico del elemento. Ejemplos: hidrógeno H = 1; oxígeno O = 16; hierro Fe = 56.

Algunos *símbolos antiguos*. — Ya los antiguos y más aún los alquimistas, habían adoptado algunos signos especiales y extravagantes para representar ciertas sustancias. Creyendo que los metales procedían de los astros, hacían figurar los elementos con los mismos signos que los astros. De esta manera representaban al oro como el sol ☉, la plata como a la luna ☾.

Representación de ciertas sustancias según los alquimistas (figura 49 A. B. C. D. E.).

Dalton fué quien primero propuso el empleo de los símbolos

para distinguir y representar los átomos de las diversas sustancias elementales. Dió también a sus símbolos el significado de pesos de combinaciones (pesos atómicos). Representaba los *metaloides* por signos convencionales (fig. 49).

A	B	C	D	E	F
					Ag
					As
					Au
					C
					Cu
					Fe
					H
					Hg
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
					H ₂
	</				

50. CLASIFICACION DE LOS NO-METALES DE ACUERDO A SU VALENCIA Y PESO ATOMICO

S = Simbolo. P. A. = Peso atómico.

Monovalentes		Bivalentes		Trivalentes		Tri o pentavalentes		Tetravalentes	
Elementos	S P. A.	Elementos	S P. A.	Elementos	S P. A.	Elementos	S P. A.	Elementos	S P. A.
Fluor	F 19	Oxígeno	O 16	Boro	B 10,82	Arsénico	As 74,91	Carbono	C 12,010
Cloro	Cl 35,457	Azufre	S 32,06			Fósforo	P 30,98	Silicio	Si 28,06
Bromo	Br 79,916	Selenio	Se 78,96			Nitrógeno	N 14,008		
Iodo	I 126,92	Teluro	Te 127,61			Antimonio	Sb 121,76		

CLASIFICACION DE LOS METALES

Monovalentes			Bivalentes			Trivalentes			Tetravalentes		
Elemento	S	P. A.	Elementos	S	P. A.	Elementos	S	P. A.	Elementos	S	P. A.
Potasio	K	19,096	Calcio	Ca	40,08	Oro			Platino		
Sodio	Na	22,997	Estroncio	Sr	87,63	Bismuto			Estañio		
Plata	Ag	107,880	Bario	Ba	137,36	Aluminio					
Litio	Li	6,940	Radio	Ra	226,05						
Amonio	NH ₄	18	Magnesio	Mg	24,32						
			Zinc	Zn	65,38						
			Cadmio	Cd	112,41						
			Plomo	Pb	207,21						
			Cobre	Cu	63,57						
			Mercurio	Hg	200,61						
			Hierro	Fe	55,85						
			Cobalto	Co	58,94						
			Niquel	Ni	58,69						
			Manganeso	Mn	54,93						
			Cromo	Cr	52,01						

Elementos de valencia: 0 ó inértidos

Elemento	S	P. A.	Elemento	S	P. A.	Elemento	S	P. A.	Elemento	S	P. A.
Argón	Ar	38,94	Helio	He	4,003	Neón	Ne	20,2	Kriptión	Kr	83,7
									Xenón	Xe	131,3

51. TABLA DE LAS VALENCIAS DE ALGUNOS ELEMENTOS

ELEMENTOS	Símbolo	Valencia	ELEMENTOS	Símbolo	Valencia
Aluminio	Al	3	Manganeso.	Mn	2, 3, 4, 6, 7
Antimonio	Sb	3, 5	Mercurio ..	Hg	1, 2
Arsénico ..	As	3, 5	Molibdeno ..	Mo	2, 3, 4, 5, 6
Azufre	S	2, 4, 6	Niquel	Ni	2, 3
Bario	Ba	2	Nitrógeno ..	N	3, 5
Berilio	Be	2	Oro	Au	1, 3
glucinio	Bi	3, 5	Oxígeno ..	O	2
Bismuto	B	3	Paladio ...	Pd	2, 4
Boro	Br	1, 3, 5, 7	Plata	Ag	1
Bromo	Br	1, 3, 5, 7	Platino	Pt	2, 4, 6
Cadmio	Cd	2	Plomo	Pb	2, 4
Calcio	Ca	2	Potasio	K	1
Carbono	C	4	Ra	2	
Cloro	Cl	1, 3, 5, 7	Radio	Se	2, 4, 6
Cobalto	Co	2, 3	Selenio	Si	4
Cromo	Cr	2, 3, 5, 6	Silicio	Na	1
Cobre	Cu	1, 2	Sodio	Te	2, 4, 6
Estañio	Sb	2, 4	Teluro	Ti	2, 3, 4
Estroncio	Fr	2	Titanio	Th	4
Flúor	F	1	Torio	U	3, 4, 5, 6
Fósforo	P	3, 5	Uranio	V	2, 3, 4, 5
Hidrógeno	H	1	Vanadio ..	W	2, 3, 4, 5, 6
Hierro	Fe	2, 3	Wolframio	I	1, 3, 5, 7
Litio	Li	1	Yodo	Zn	2
Magnesio ..	Mg	2	Zinc	Zr	2, 4
			Zirconio ..		

RESUMEN

Fenómenos naturales. — Cambios experimentados bajo los agentes exteriores: calor, luz, electricidad.

División de los fenómenos {
Físicos: caracterizados por la constancia de las propiedades de la sustancia.
Químicos: caracterizados por el cambio permanente de las propiedades de la sustancia.

Reacción química: acción recíproca de dos o más cuerpos con producción de fenómenos químicos.

Causas que modifican la velocidad en las reacciones químicas {
1º la **temperatura**: acelera las reacciones químicas.
2º el **frío**: debilita las reacciones.
3º la **electricidad**, que produce: a) **descomposición**: análisis del agua (voltámetro); b) **combinación**: síntesis del agua (eudiómetro).
4º la **luz**, a) **favorece las reacciones**: combinación del cloro e hidrógeno, dando ácido clorhídrico; b) **no favorece**: descomposición de las sales de plata.
5º la **presión**: favorece las reacciones entre los gases.
6º el **choque**: favorece las reacciones por la producción de calor y presión.
7º los **catalizadores**: actúan por su presencia, aceleran o retardan las reacciones.
8º **estado naciente**: favorece las reacciones.

Sustancias simples: Sustancias de las cuales no se pueden obtener, por medios químicos, otras más sencillas.

Distribución de las sustancias { Estado nativo o libre.
Combinadas.

Elementos { Metales.
No metales.
De transición.
Inertes.

Peso atómico: peso del átomo de una sustancia referido al peso de un átomo de hidrógeno que vale 1 por convención.

Peso molecular: peso de la molécula de una sustancia con respecto a la molécula de hidrógeno que vale 2 por convención.

Símbolo: abreviatura admitida para representar un elemento.

Valencia: capacidad de saturación de un átomo o de un radical con referencia al átomo de hidrógeno o de otro elemento monovalente.

Afinidad: indica energía de combinación.

Atomicidad: representa el número de átomos que forma una molécula de una sustancia simple.

Radicales: grupos de átomos que no existen libres. Actúan como simples elementos.

CAPITULO IV
COMBINACION. — NOMENCLATURA

I — PARTE TEORICA



Sumario: 52. **Combinación.** Representación de una combinación. 53. **Relaciones gravimétricas.** Leyes ponderables: ley de la conservación de la materia, teoría del flogisto, ley de las proporciones definidas, ley de las proporciones múltiples, ley de la equivalencia. — 54. **Descomposición.** — 55. Reversibilidad de las reacciones. — 56. Nomenclatura química. — 57. **Función química.** — 58. Compuestos binarios no oxigenados. — 59. Compuestos binarios oxigenados: **anhidridos** (óxidos-ácidos) y **óxidos** (óxidos-básicos). — 60. Compuestos ternarios oxigenados: **ácidos**, bases (**hidróxidos**) y sales. **Neutralización.** — 61. Compuestos cuaternarios oxigenados: sales ácidas, básicas y mixtas. — 62. Fórmulas: condensadas y de constitución. — 63. Ecuaciones químicas.

52. **Combinación.** — Es la unión de dos o más sustancias en proporción determinada y fija para el mismo compuesto.

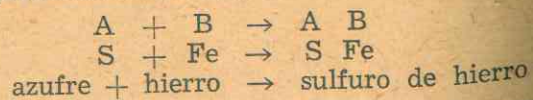
Cuerpos compuestos. — Un cuerpo compuesto es aquel que resulta de la combinación de diferentes sustancias. Ejemplo de **combinación:** se realiza una combinación quemando azufre en el aire, se forma un gas de olor sofocante llamado gas sulfuroso ($S O_2$).



Fig. 51. - Combinación del azufre con el hierro

Calentando en un tubo de ensayo una mezcla de azufre y de hierro se forma una nueva sustancia: el sulfuro de hierro ($S Fe$) (fig. 51).

Representación de una combinación:



Para realizar una combinación total, sin residuos, hay que tomar los elementos en una proporción determinada de peso, por ejemplo: el azufre y el hierro se

combinan siempre en la proporción de cuatro partes de azufre por siete de hierro para formar sulfuro de hierro.

Los **medios mecánicos** no bastan para separar los cuerpos que entran en una combinación y es preciso producir nuevos cambios químicos para conseguir dicha separación: calor, luz, electricidad. Diferencia entre **combinación y mezcla:**

Combinación	Mezcla
1º Los elementos se unen siempre en proporción determinada de peso.	1º Los elementos se unen en una proporción cualquiera de peso.
2º Los componentes no pueden separarse por medios mecánicos o físicos.	2º Los componentes pueden separarse por la acción de disolventes o medios mecánicos.
3º Hay absorción o desprendimiento de alguna energía: calorífica, luminosa o eléctrica.	3º En general no hay ni absorción ni desprendimiento de energía.
4º El compuesto tiene propiedades distintas a las de cada uno de sus componentes.	4º Los componentes conservan cada uno sus propiedades.

53. Relaciones gravimétricas o leyes ponderales

Síntesis de las leyes generales y teorías principales de la química.

La naturaleza nos habla en un lenguaje particular, ameno, que es el lenguaje de los fenómenos.

Ella contesta todas las preguntas que nosotros les hacemos, y estas preguntas son nuestros *experimentos*, o sea que experimentar es interpretar la naturaleza por medio de observaciones específicas.

Esta serie de fenómenos llamados *hechos* constituye el cuerpo de la ciencia, que el hombre asocia a imágenes directrices que son las *hipótesis*, las que forman el nexo de relaciones armónicas de cada serie de hechos

Cuando estas hipótesis se hacen estables en un cierto grado generan las *teorías*: que son suposiciones que nosotros esperamos que sean ciertas; cuando esto es probado por varios caminos experimentales, llegamos a la estabilidad sistemática que son las *leyes*; es decir, la esencia de los hechos.

Cumplíndose el postulado a *nuevos hechos, nuevas leyes.*



LAVOISIER, Antonio Lorenzo

Nació en Francia en el año 1743 y murió en 1794.

Fue un químico ilustre, que con otros no menos recordados, creó la química moderna: ley de la conservación de la materia; nomenclatura; composición del aire; papel del oxígeno. Estudió los ácidos y óxidos.

Lev de Lavoisier o de la conservación de la materia

En todas las reacciones químicas la masa total de los cuerpos que en ella intervienen permanece invariable, lo que significa que el peso de un compuesto es igual a la suma de los pesos de los componentes.

Cuando Lavoisier descompuso por el calor el óxido de mercurio, obtenido en sus experimentos sobre el estudio del aire, notó que el peso total del oxígeno y del mercurio obtenidos era exactamente igual al peso del óxido empleado.

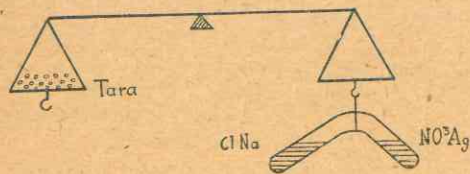


Fig. 52. - Comprobación de la ley de Lavoisier

A consecuencia de otros experimentos, Lavoisier estableció el principio siguiente: "En la naturaleza no se pierde ni se crea nada: todo se transforma". Para comprobar esa ley basta colgar debajo de uno de los platillos de una balanza sensible de un tubo en V que contiene dos cuerpos capaces de reaccionar uno sobre otro, y luego hacer la tara. En una de las ramas se introduce, por ejemplo, cloruro de sodio (ClNa) en solución y en el otro nitrato de plata (NO₃Ag) en solución: luego se invierte el tubo para provocar la reacción siguiente:



El equilibrio no se altera (fig. 52). El carbón que arde y parece aniquilarse, entra en combinación con el oxígeno del aire para formar gas carbónico cuyo peso es igual a la suma de los pesos del carbono y del oxígeno combinados.

El peso de los metales que se oxidan al aire aumenta al combinarse con el oxígeno y el vapor de agua.

67. **Teoría del flogisto.** — Para explicar los fenómenos de la combustión, a principios del siglo XVII, el médico alemán Jorge Stahl (1660-1734), estableció la primera hipótesis científica de la química, llamada *teoría del flogisto*.

Stahl había observado que al calcinar un metal en un horno, en presencia del aire, se transformaba en una sustancia pulverulenta muy parecida a la cal, lo que le hacía decir que al calentar estaño en pie-

sencia del aire se transformaba en cal de estaño, de color grisáceo, que hoy llamamos con más propiedad *óxido*. Un cuerpo para poder arder necesitaba tener una *sustancia combustible*, que él llamaba *flogisto* (del griego, que significa llama) materia del fuego, y decía:

Metal — flogisto = cal metálica (sustancia simple).

El calor expulsaba el flogisto del cuerpo, el cual venía a constituir el fuego con la llama y el calor correspondiente.

La riqueza de cuerpo en flogisto dependía de la rapidez con que se efectuaba la combustión. Stahl consideraba el *carbón* como flogisto puro, pues al arder no dejaba casi residuos.

Las *cales metálicas*, obtenidas por pérdida del flogisto de los metales no eran más combustibles. Si las cales se calentaban con sustancias ricas en flogisto como lo era el carbón, adquirían de nuevo el flogisto, que regeneraba el metal, y decía:

Cal metálica + flogisto = metal (cuerpo compuesto).

Como consecuencia de esta teoría resultaba que los metales al ser calcinados debían disminuir de peso, pues se separaba de ellos uno de los componentes: el *flogisto*. Este hecho no ha sido confirmado por la práctica, sino por el contrario.

Stahl y sus partidarios explicaban esta anomalía admitiendo que la hipotética sustancia era de *peso negativo*, porque al separarse el cuerpo pesaba más.

El grande y autorizado químico francés Lavoisier (1783), combatió esta teoría, introduciendo el empleo de la balanza. Demostró que los metales al transformarse en cal, no abandonan el flogisto sino que por el contrario, fijan un elemento extraño que es el oxígeno.

Ley de Proust o de las proporciones definidas (año 1806).

Para formar un cuerpo compuesto los componentes se unen siempre en la misma proporción en peso.

Si uno de los cuerpos en presencia se halla en exceso, la parte que sobra no entra en la reacción.

Ejemplo: para obtener anhídrido carbónico CO₂, 12 gramos de Carbono (C), se unirán siempre a 32 grs. de oxígeno (O), para dar 44 grs. de CO₂ (fig. 53).

$$\text{CO}_2 \begin{cases} \text{C} = 12 \\ \text{O}_2 = 32 \end{cases} \quad \text{proporción } \frac{12}{32} \text{ ó } \frac{3}{8}$$

44

El CIH cualquiera que sea su modo de obtención por *síntesis* o por acción de SO_4H_2 sobre CNa , se forma siempre en la proporción



DALTON, Juan

Nació en Inglaterra en 1766 y murió en 1844. Químico, físico y naturalista. A él se le debe el conocimiento de la fuerza elástica del vapor de agua; pesos proporcionales; teoría atómica; estudio de la percepción de los colores.

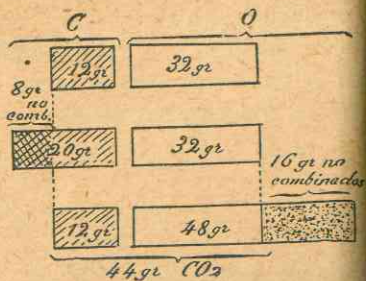


Fig. 53. - Ley de Proust

de 35,5 gr. de cloro por un gramo de hidrógeno.

Ley de Dalton o de las proporciones múltiples. — Cuando dos cuerpos se unen en distinta proporción para formar distintos compuestos mientras el peso del uno permanece constante, el peso del otro aumenta en proporción simple.

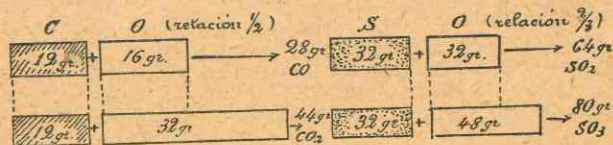


Fig. 54. - Ley de Dalton

El *nitrógeno* forma con el *oxígeno* varios compuestos, combinándose un mismo peso de N con pesos diferentes de O para dar:

Protóxido de N.....	N_2O	28	grs. de N con	16	grs. de O
Bióxido de N.....	N_2O_2	28	" " " "	32	" "
Anhidrido nitroso...	N_2O_3	28	" " " "	48	" "
Peróxido de N.....	N_2O_4	28	" " " "	64	" "
Anhidrido nítrico ..	N_2O_5	28	" " " "	80	" "

Vemos así que los diferentes pesos de O están en relación sencilla de 1, 2, 3, 4, 5.

Ley de Richter y Wenzel, ley de la equivalencia o de los números proporcionales.

Esta ley puede formularse de esta manera: Cuando dos sustancias simples se combinan con una tercera, también se unen entre sí en las mismas relaciones de peso.

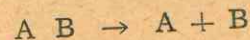
Así, el carbono, C, se combina con el hidrógeno, H, para formar el metano o gas de los pantanos, CH_4 ; también el oxígeno, O, se combina con el mismo carbón para dar origen al anhidrido carbónico, CO_2 ; además, el hidrógeno y el oxígeno se combinan entre sí constituyendo el agua, H_2O . Ahora la relación ponderal del carbono al hidrógeno en el primer compuesto es $\frac{3}{1}$ (siendo respectivamente 12 el peso atómico del C, 1 el del H); la del oxígeno al carbono en el segundo compuesto CO_2 es $\frac{8}{3}$; y, finalmente, la del oxígeno al hidrógeno en el agua, es $\frac{8}{1}$, o sea igual al producto de las dos anteriores, $\frac{3}{1} \times \frac{8}{3} = \frac{8}{1}$.

Esta ley expresa los pesos proporcionales de los diversos cuerpos que entran en una combinación, o que pueden reemplazarse en ellas.

Ejemplo: Tomemos 1 gramo de hidrógeno: veremos que se podrá combinar con 8 gramos de oxígeno para formar agua; con 16 gramos de azufre para formar ácido sulfhídrico; con 35,5 gramos de cloro para formar ácido clorhídrico.

Luego 8, 16 y 35,5 son los equivalentes químicos del oxígeno, del azufre, del cloro con relación a 1 de hidrógeno.

54. Descomposición. — Es la separación total o parcial de los elementos que entran en una sustancia compuesta. Es la operación contraria de la combinación. Representando una descomposición, tenemos:

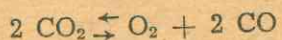


Ejemplo de *descomposición*: calentando en un tubo de ensayo óxido de mercurio (OHg), se obtienen dos sustancias: una gaseosa, que es el oxígeno, y la otra líquida, que es el mercurio. $\text{OHg} \rightarrow \text{O} + \text{Hg}$.

Las *descomposiciones* se realizan según relaciones de pesos determinados para cada reacción. Ejemplo: al descomponer el óxido de mercurio, 92,6 % de su peso se convierte en Hg y 7,4 % en oxígeno.

Disociación. — Es una descomposición parcial que cesa cuando los elementos puestos en libertad ejercen presión sobre la parte del cuerpo no descompuesto.

Si se calienta a alta temperatura el gas carbónico (CO₂) se descompone parcialmente en oxígeno (O) y en óxido de carbono (CO):



La temperatura quedando constante condiciona un equilibrio estable entre los tres gases CO₂, CO y O. Estos tres gases forman un sistema de disociación.

Los gases CO y O impiden la descomposición del resto del CO₂.

55. **Reversibilidad. Reacción reversible o limitada.** — Una reacción reversible es aquella en que los productos de la descomposición llegados a cierto límite, reaccionan unos sobre otros reproduciendo el cuerpo primitivo.

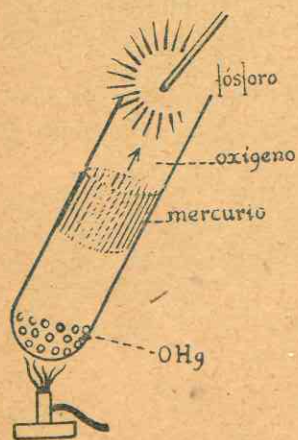
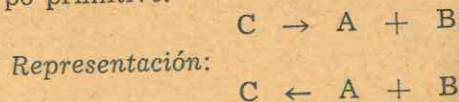
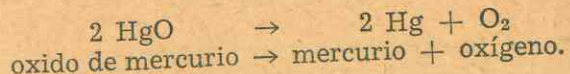


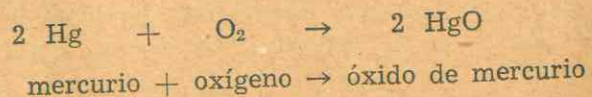
Fig. 55. - Descomposición del óxido de mercurio



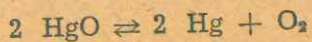
Las dos operaciones son reversibles, opuestas, antagónicas. Se simplifica su expresión por dos flechas dispuestas en sentido contrario \rightleftharpoons . $C \rightleftharpoons A + B$. Ejemplo: si calentamos en un tubo de ensayo, óxido de mercurio (HgO), a 400°C tendremos: mercurio que se deposita contra las paredes del tubo y oxígeno que se desprende (fig. 55).



Ahora bien; calentando cuidadosamente el mercurio a 300°C en una atmósfera de oxígeno, hasta que el mercurio empiece a hervir tendremos:

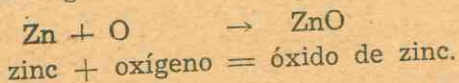


resultando:

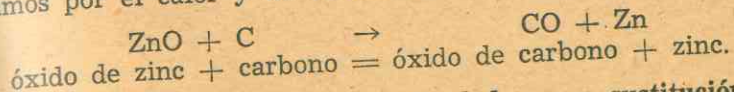


Reacción irreversible o total. — Es aquella en que la combinación origina un compuesto no desdoblable por agentes externos (calor, electricidad).

El compuesto se descompone por otras sustancias, tales como: los reductores (carbono, hidrógeno). Ejemplo: si calentamos zinc en presencia del oxígeno del aire tendremos:

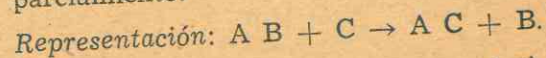


El óxido de zinc indescomponible por el calor solamente, lo tratamos por el calor y un reductor:



Descomposición indirecta por afinidad o por sustitución. —

Es la acción mediante la cual un componente es reemplazado por otro, total o parcialmente:



Ejemplo: colocando en un mortero 60 grs. de sulfuro de mercurio con 13.20 grs. de limaduras de hierro, observaremos al calentarse la mezcla en un tubo de ensayo, la formación de gotitas de mercurio y un residuo negro (fig. 56).



Fig. 56. - Descomposición indirecta

Pulverizando este residuo y acercándole un imán, notaremos que no atrae

ninguna partícula, lo cual nos advierte que ya no existe hierro libre, es decir, que debe haberse combinado. Habiéndose separado el mercurio, el azufre ha debido combinarse con el hierro para dar sulfuro de hierro.



Para comprobar la formación del sulfuro de hierro, nos bastará echar sobre éste unas gotas de ácido clorhídrico (ClH), produciéndose un olor característico a huevo en descomposición.

Reacción por doble descomposición o permutación. — Es la reacción mediante la cual dos o más compuestos cambian entre sí algunos de sus componentes.



56. **Nomenclatura química.** — La nomenclatura química es el conjunto de leyes adoptadas para formar el nombre de los cuerpos, principalmente de los compuestos.

Los cuerpos compuestos se dividen en: binarios, ternarios, cuaternarios.

Los cuerpos compuestos binarios se dividen a su vez en: cuerpos no oxigenados y oxigenados.

57. **Función química.** — Es el conjunto de las propiedades que caracterizan a ciertos grupos de cuerpos, v. gr. función ácida, función básica, etc.

58. **Compuestos binarios no oxigenados.**

a) *Metaloide + metaloide.* El primer miembro del compuesto termina en *uro*. Ejemplo: ioduro de nitrógeno (I₃ N).

b) *Metaloide + metal.*

Denominación. — El elemento electronegativo o *anión* termina en *uro* y a continuación viene el nombre del elemento electropositivo o *catión*. Ejemplo: cloruro de sodio (Cl Na).

c) *Metaloide + Hidrógeno:* da hidrácidos.

Denominación. — Para nombrarlos se hace seguir la palabra ácido del nombre del cuerpo simple con la terminación *hídrico*.

Ejemplo: ácido clorhídrico (ClH).

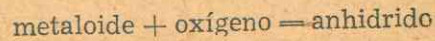
d) *Metal + Hidrógeno:* da *hidruros*. Ejemplo: hidruro de sodio (HNa).

e) *Metal + metal:* da *aleación*. Ejemplo: aleación de cobre y estaño (bronce); de plata y cobre (monedas).

f) *Metal + mercurio:* da *amalgama*. Ejemplo: amalgama de sodio (mercurio y sodio).

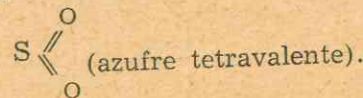
59. **Compuestos binarios oxigenados.**

Anhidridos: Resultan de la combinación de un metaloide con oxígeno.

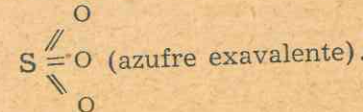


Caso de dos anhidridos

El menos oxigenado termina en **oso**.
ej. S + O₂ = SO₂ anhidrido sulfuroso



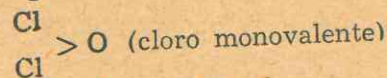
El más oxigenado termina en **ico**.
ej. SO₂ + O = SO₃ anhidrido sulfurico



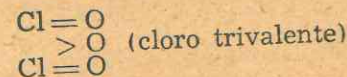
Caso de más de dos anhidridos

Se denominan empleando el prefijo **hipo** (grado de oxidación inferior) seguido de la terminación **oso**; **per** o **hiper** (grado de oxidación superior) seguido de la terminación **ico**.

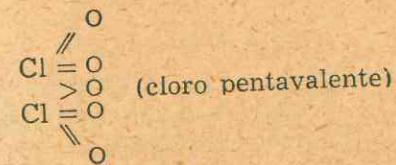
Ejemplos: anhidrido **hipocloroso**: Cl₂O



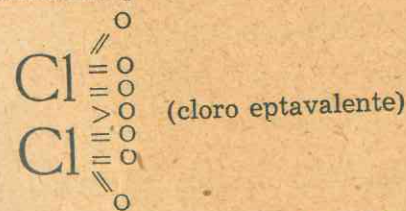
anhidrido **cloroso**: Cl₂O₃



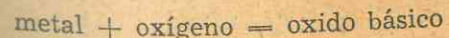
anhidrido **clórico** Cl₂O₅



anhidrido **perclórico**: Cl₂O₇



Oxidos. — Resultan de la combinación de un metal con oxígeno; llámense **óxidos básicos** porque al combinarse con agua originan una base:



- Caso de dos óxidos { El menos oxigenado termina en **oso**
ej. Cu₂O óxido cuproso (cobre monovalente)
- Caso de una serie de óxidos { El más oxigenado termina en **ico**
ej. CuO óxido cúprico (cobre bivalente)
- { Se denominan, anteponiendo a la palabra **óxido**, el prefijo **proto** para el menos oxigenado y **per** para el más oxigenado. Los intermedios van precedidos de los prefijos: **bi**, **tri**.
- Ej. Mn O protóxido de manganeso
Mn O₂ bióxido " "
Mn O₃ trióxido (1) " "
Mn O₄ peróxido " "

En caso de tener la proporción: 2 átomos de metal + 3 átomos de oxígeno, se denomina haciendo preceder la palabra **óxido** del prefijo *sesqui* (1 vez y 1/2).

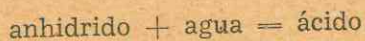
Ej. Fe₂O₃ *sesqui-óxido* de hierro u **óxido férrico**

En caso de tener 3 átomos de metal y 4 átomos de oxígeno, se denomina por el término **óxido salino**.

Ej. Fe₃O₄ **óxido salino** de hierro
Mn₃O₄ **óxido salino** de manganeso.

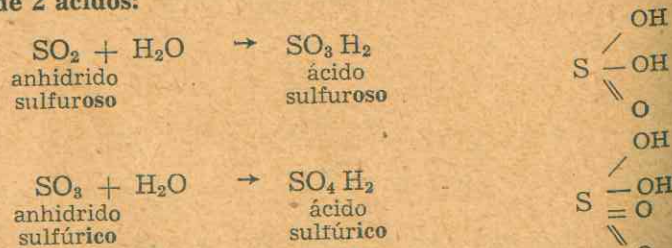
60. **Compuestos oxigenados ternarios.**

Acidos. — Resultan de la combinación de un anhídrido con el agua:



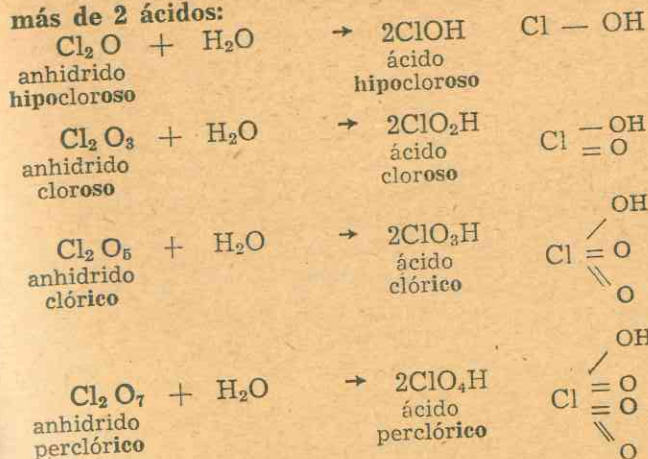
Denominación. — Se nombran como los *anhidridos*, con la diferencia que en vez del término *anhídrido*, se emplea la palabra **ácido**; con terminación y prefijo iguales.

Caso de 2 ácidos:



(1) El manganeso cuando actúa con la valencia 6 forma con el oxígeno un **óxido indiferente**, es decir que al combinar con el agua puede dar tanto una base como un ácido. Esta misma particularidad presentan otros metales: Cr, Sn, etc. Cuando actúa con la valencia 7 que funciona como *no metal* y con el oxígeno forma el **anhídrido permangánico**.

Caso de más de 2 ácidos:



- Caracteres de los ácidos**
- 1º Sabor agrio
 - 2º Enrojecen la tintura de tornasol
 - 3º Con los hidróxidos o bases dan sales
 - 4º Según la cantidad de H es:
 - monoácido NO₃H ácido nítrico
 - biácido SO₄H₂ ácido sulfúrico
 - triácido PO₄H₃ ácido fosfórico
 - 5º Se ionizan, poniendo en libertad al catión H (fig. 57).

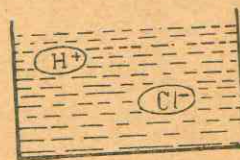
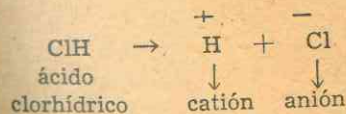
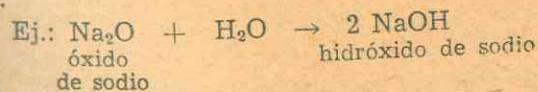


Fig. 57. — Ionización Función ácida

Bases o hidróxidos (1). — Resultan de la combinación de un óxido básico con agua.

Los *hidróxidos* se denominan como los **óxidos** de los cuales se derivan, reemplazando la palabra **óxido** por la de **hidróxido**.

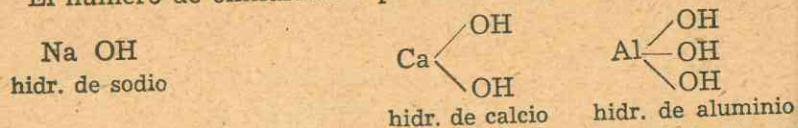


Pueden considerarse como resultante de la combinación del radical **oxhidrilo (OH)**, con metales distintos.

(1) Unos dicen hidrato en lugar de hidróxido. La palabra hidrato debe aplicarse más bien a los cuerpos saturados como las sales que llevan agua adicional en sus moléculas (agua de cristalización) y no de constitución.



El número de oxhidrilos depende de la valencia del elemento:



- Caracteres de las bases
- 1º Tienen gusto alcalino que recuerda al jabón.
 - 2º Azulea la tintura de tornasol, enrojecida por un ácido.
 - 3º Pone rosada la fenolftaleína.
 - 4º Con los ácidos dan sales.
 - 5º Se ionizan originando el anión (OH) oxhidrilo (fig. 58).

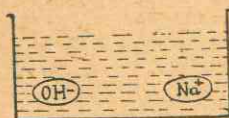
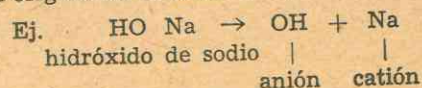
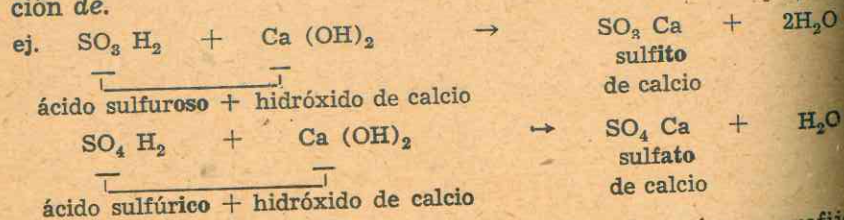


Fig. 58. - Ionización Función base.

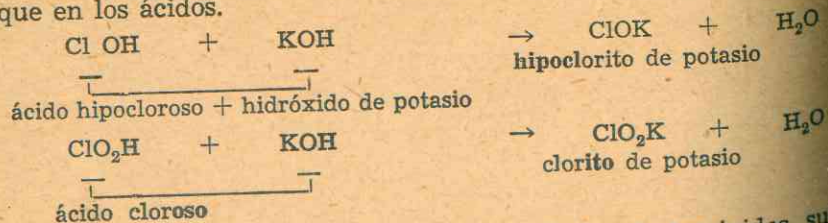


Sales. — Resultan de la combinación de un ácido con una base o hidróxido.
hidróxido + ácido = sal + agua

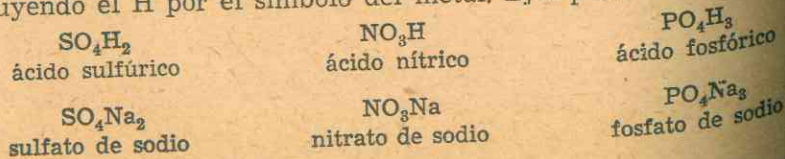
Denominación. — El nombre de las sales se deriva del nombre del ácido, cambiando la terminación oso en ito; ico en ato, y poniendo a continuación el nombre del metal precedido de la preposición de.



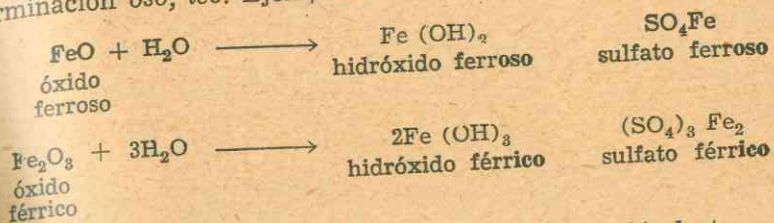
En el caso de tener varias sales se emplean los mismos prefijos que en los ácidos.



Las fórmulas de las sales se derivan de las de los ácidos, sustituyendo el H por el símbolo del metal. Ejemplos:



Cuando el mismo metal forma dos óxidos básicos, se denominan las sales correspondientes, agregando al nombre del metal la terminación oso, ico. Ejemplos:



Nota: Compuestos del hierro

$\left\{ \begin{array}{l} \text{ferroso} \\ \text{férrico} \end{array} \right.$

Fe = bivalente
Fe = trivalente

Neutralización. — Cuando la disolución de un ácido y de una base se mezclan en debidas proporciones, se obtiene un compuesto en el cual desaparecen las propiedades del ácido y de la base; la nueva sustancia tiene sabor salado y generalmente carece de acción sobre los reactivos coloreados.

Se dice entonces que el ácido y la base se han neutralizado. El producto de esta combinación es una sal neutra.

Ejemplo de neutralización: Para neutralizar una solución ácida:

- 1º Se pone un poco de tintura de tornasol dentro de la solución; se vuelve roja (fig. 58 bis).
- 2º Dentro de una bureta de Mohr se pone una solución de un hidróxido cualquiera y se la hace caer gota a gota dentro de la solución ácida.
- 3º Cuando desaparece la coloración roja y aparece el color azul, la solución ácida está neutralizada.

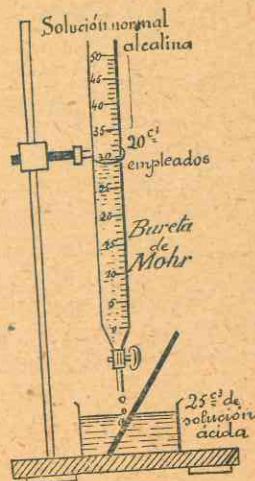
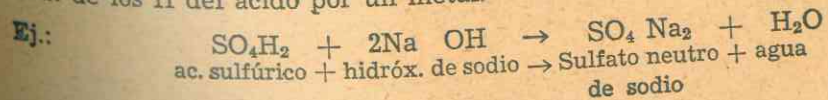


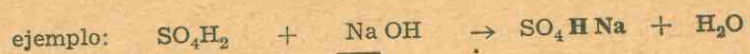
Fig 58 bis. Neutralización

Sales neutras. — Son aquellas que provienen de la sustitución total de los H del ácido por un metal.



61. Compuestos cuaternarios oxigenados.

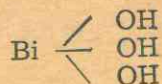
Sales ácidas. — Son aquellas que provienen de la sustitución parcial de los H del ácido por un metal.



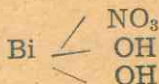
ácido sulfúrico + hidróxido de sodio = sulfato ácido de sodio.

Sales básicas. — Son aquellas en que los *oxhidrilos* de la base han sido reemplazados parcialmente por radicales ácidos o restos halogénicos.

ejemplos:



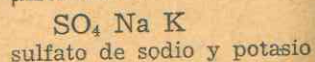
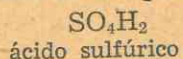
hidróxido de bismuto



subnitrate de bismuto o nitrato básico de bismuto

Sales mixtas. — Son aquellas que resultan de la sustitución de los hidrógenos ácidos por metales diferentes.

ejemplos:



62. Fórmula. — Una fórmula es la representación de la molécula de un cuerpo compuesto, conociendo la cantidad y la naturaleza de los átomos que integran dicha molécula.

Su *composición* y su *peso molecular*, resulta de la agrupación de los símbolos de los elementos constitutivos, escritos unos al lado de otros. Cuando entran varios átomos de un mismo elemento, el número de ellos se escribe a la derecha y abajo del símbolo de dicho elemento. Ejemplos:

ácido clorhídrico, $\text{ClH} = 36,5$ (un átomo de cloro y uno de hidrógeno).

agua, $\text{H}_2\text{O} = 18$ (2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno)

ácido sulfúrico, H_2SO_4 ó $\text{SO}_4\text{H}_2 = 98$ (2 átomos de hidrógeno, uno de azufre y cuatro de oxígeno).

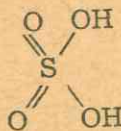
Si queremos *indicar varias moléculas de un compuesto* ponemos un coeficiente delante de la fórmula: 4ClH (4 moléculas de ácido clorhídrico); $3\text{H}_2\text{O}$ (3 moléculas de agua); $2\text{SO}_4\text{H}_2$ (2 moléculas de ácido sulfúrico).

Las fórmulas pueden ser: *condensadas* o *empíricas* y de *constitución*.

Fórmulas brutas o condensadas. — Son las que indican la naturaleza y el número de átomos que integran en las moléculas. Ejemplo:



Fórmulas de constitución. — Son las que indican la posición de los átomos dentro de la molécula, ejemplo:



(fórmula de constitución)

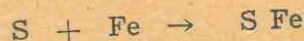
ácido sulfúrico

63. Ecuaciones químicas. — Son igualdades que representan las reacciones químicas.

En el primer miembro se escriben los cuerpos que reaccionan y en el segundo los que se producen. Estas igualdades suelen llamarse ecuaciones químicas, porque es preciso buscar qué cantidad de cada cuerpo ha de entrar en la reacción. Estas cantidades constituyen las incógnitas que hacen de la igualdad una verdadera ecuación.

Para expresar verdaderamente el fenómeno producido se ha de indicar también la cantidad de calor desprendido durante la reacción.

El *signo de la igualdad* se sustituye a menudo por una flecha cuya dirección indica el resultado obtenido. Ejemplo:



Nota: En el capítulo siguiente daremos a conocer los fundamentos de las reacciones químicas.

EJERCICIOS

1. El anhídrido hipocloroso tiene por fórmula Cl_2O . ¿Cómo se denominan el ácido y las sales que de ella se derivan? Sabiendo que este ácido es monoácido: dar su fórmula y las sales sódicas y cálcicas que forman con dicho ácido.

2. Los ácidos nitroso y nítrico tienen como fórmula respectiva NO_2H , NO_3H . Dar el nombre y la fórmula de los anhídridos correspondientes, sabiendo que estos anhídridos al combinarse con una molécula de agua dan dos moléculas de ácido.

3. ¿De qué ácido se deriva el clorato de potasio empleado en la preparación del oxígeno? ¿Cuáles serían el nombre y la fórmula del anhídrido correspondiente? Escribir las fórmulas de los cloratos de sodio, de calcio.

4. Conociendo la fórmula de los hidróxidos siguientes: HOK , $(\text{HO})_2\text{Ca}$, $(\text{HO})_3\text{Al}$, hallar la fórmula de los óxidos básicos correspondientes.
5. Escribir la fórmula de los hidróxidos siguientes: hidróxido de bario, de manganeso, de amonio, de zinc, hidróxido ferroso y férrico, hidróxido cuproso y cúprico.
6. La misma pregunta para los cuerpos siguientes: sulfato de bario, de plomo; sulfato cuproso, cúprico, sulfato ferroso y férrico, sulfato ácido de potasio.
7. La misma pregunta para los carbonatos: carbonato neutro de potasio, carbonato ácido de sodio, de plomo, de hierro, de cobre, carbonato ácido de potasio.
8. La misma pregunta para los cloruros: de oro, de hierro, de manganeso, cloruro ferroso y férrico, cloruro mercurioso y mercurico; sulfuro de zinc, de plomo; de potasio, sulfito de calcio.
9. Dar los nombres de los cuerpos siguientes: SO_4Cu , SO_4K_2 , SO_4Na_2 , $(\text{S}_4\text{O})_3\text{Al}_2$, SO_3HNa , SO_4HNa , $(\text{SO}_4)_3\text{Fe}_2$, SO_4Fe , SO_3Ca .
10. La misma pregunta para los cuerpos siguientes: CO_3Zn , CO_3HK , $(\text{PO}_4)_2\text{Mg}_3$, $(\text{NO}_3)_2\text{Pb}$, SFe , SHNa , SK_2 , Cl_2Hg , ClHg , Cl_2Ca .
11. Estudiar las propiedades de un ácido de una base, eligiendo dos ejemplos. Dar algunas aplicaciones prácticas resultantes de estas propiedades.
12. Establecer por medio de experimentos sencillos los caracteres de los ácidos y de las bases. Indicar también la manera de obtener una sal. Ejemplos.
13. Estudiar eligiendo un ejemplo la función base.
14. Indicar las principales bases minerales.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario. — 64. Combinación del azufre con el hierro. — 65. Combinación del azufre con el mercurio. — 66. Acción del ácido sulfúrico sobre el mármol. — 67. Descomposición del óxido de mercurio por el calor. — 68. Reacción por substitución. — 69. Neutralización de una base con un ácido. — 70. Cristalización. — 71. Reconocimiento de los ácidos. — 72. Reconocimiento de las bases.

64. Combinación del azufre con el hierro. — Mezclar íntimamente en un mortero 7 gramos de limaduras de hierro con 4 gramos de flor de azufre. Calentar la mezcla en un tubo de ensayo hasta que se observe un punto en ignición. Apartar luego la llama y notar cómo la incandescencia se propaga por toda la masa. Enfriada la masa, quedará un cuerpo de color gris que es una verdadera combinación.

Observar: 1º Que el hierro no es más atraído por un imán, y 2º la ausencia del azufre, pues el sulfuro de carbono no disuelve producto alguno. Con este procedimiento se ha formado una *nueva sustancia* que es el sulfuro de hierro dotado de propiedades muy distintas del hierro y del azufre.

Demostrar que tratando el nuevo producto con una solución de ácido clorhídrico, al instante se notará el desprendimiento de un gas, de olor a huevos en descomposición, llamado ácido sulfhídrico. (SH_2).

65. Combinación del azufre con el mercurio. — En un tubo de ensayo, largo y estrecho, calentar una mezcla de 1 gr. de azufre por 6,25 grs. de mercurio. Al poco tiempo se notará que el azufre fundido flota en forma de líquido pardo amarillento en el mercurio. Luego se advertirá un chisporroteo que sigue aún después de retirar el fuego, llegando el vidrio a ponerse rojo. Dejar enfriar, romper el tubo de ensayo y pulverizar la masa obtenida (sulfuro de mercurio). 2º *Reconocer los caracteres* de la *nueva sustancia*. Demostrar que no contiene: a) *azufre libre*: el sulfuro de carbono no la disuelve; b) *mercurio libre*: al añadir ácido nítrico concentrado, no se producen vapores rutilantes como sucede cuando se trata el mercurio con ácido nítrico.

66. **Acción del ácido sulfúrico sobre el mármol.** — Colocar en un tubo de ensayo pedazos de mármol y añadir ácido sulfúrico diluido. Notar la efervescencia acompañada de la producción de un gas. Poner el tubo de ensayo en comunicación por medio de un tubo encorvado con otro tubo de ensayo que contiene agua. Probar esa agua y se notará que ha adquirido un sabor picante, agradable, motivado porque el gas desprendido era el anhídrido carbónico (CO_2). Reemplazar el tubo con agua por otro que contiene agua de cal. Se notará que el líquido se enturbia por haberse formado carbonato de calcio o sea un cuerpo idéntico a la composición del mármol.

67. **Descomposición del óxido de mercurio por el calor.** — Colocar en un tubo de ensayo, óxido de mercurio, que es un polvo rojo, y calentar fuertemente. Observar sobre las paredes del tubo un depósito de gotitas brillantes de aspecto metálico: es mercurio. Por la boca del tubo se desprende un gas que tiene la propiedad de avivar una astilla de madera en ignición. Este gas es el oxígeno.

68. **Reacción por sustitución.** — Introducir en un tubo de ensayo unos centímetros cúbicos de una solución de sulfato de cobre acidulada con ácido sulfúrico, y sumergir en dicha solución un alambre de hierro. El cobre se ha separado, mientras que una cantidad equivalente de hierro fué a ocupar su lugar en la solución.

69. **Neutralización de una base con un ácido y cristalización de la sal.**

Neutralización (fig. 59). — Tomar dos tubos de ensayo, colocar en uno una solución de SO_4H_2 y en el otro Na OH . Verter en

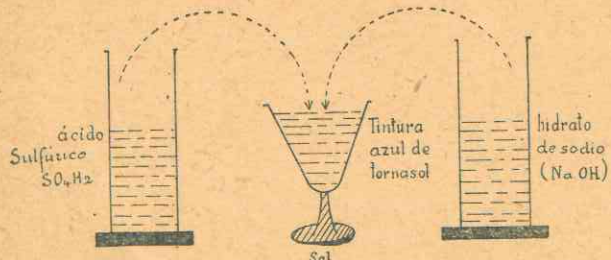


Fig. 59. - Neutralización de una base con un ácido

neutralización, se tendrá formada una sal.

70. **Cristalización.** — Dejar enfriar la solución anterior, al cabo de poco tiempo se notará la formación de grandes cristales incoloros de *sulfato de sodio* (SO_4Na_2) que es la sal producida en la neutrali-

zación del hidróxido de sodio por el ácido sulfúrico. La sal se obtiene con 10 moléculas de agua de cristalización $\text{SO}_4\text{Na}_2, 10 \text{H}_2\text{O}$.

71. **Reconocimiento de los ácidos.** — Tomar tres tubos de ensayo e introducir en el primero la solución *azul de tornasol*; en el segundo, *anaranjado de metilo*, y en el tercero, *rojo Congo*. Añadir un poco de ácido nítrico (NO_3H) o sulfúrico (SO_4H_2); los dos primeros líquidos toman color rojo y el tercero azul, todo lo cual indica que esos ácidos son fuertes.

Repetir el experimento tomando dos tubos de ensayo conteniendo, respectivamente, soluciones de *azul de tornasol* y *anaranjado de metilo*, y agregar ácido carbónico (solución de anhídrido carbónico); los líquidos se *enrojecen* apenas, por ser el ácido muy débil.

Observar que si se reemplaza el *ácido carbónico* por el *ácido silícico*, los líquidos no se vuelven rojos porque el ácido silícico es insoluble.

72. **Reconocimiento de las bases.** — Introducir respectivamente en tres tubos de ensayo, medio llenos de agua, soluciones de *fenolftaleína*, de *anaranjado de metilo* y de *cúrcuma*; añadir en cada tubo, posteriormente, una solución de *hidróxido de sodio* (Na OH) y notar el color *rojo* que toma el primer líquido, *amarillo* el segundo y *azul* el tercero. Agregar un ácido a cada tubo y los líquidos recuperan su color primitivo.

Echar en un tubo de ensayo, medio lleno de agua, *fenolftaleína*, *hidróxido férrico* (Fe(OH)_3) y el líquido no tomará color rojo porque el hidróxido férrico es insoluble.

RESUMEN

Combinación: unión de dos o más sustancias en proporción determinada.

Cuerpo compuesto: es aquel que resulta de la combinación de varias sustancias.

RELACIONES GRAVIMÉTRICAS O LEYES PONDERALES

Ley de Lavoisier o de la conservación de la masa. — El peso de un cuerpo compuesto es igual a la suma de los pesos de los componentes. Comprobación de esa ley por una balanza sensible.

Teoría del flogisto, de Stahl (1660-1734). — Por la acción del calor, un metal perdía una sustancia combustible llamada flogisto (materia del fuego).

resultaba: metal — flogisto = cal metálica (cuerpo simple).

La cal metálica calentada con un cuerpo rico en flogisto (el carbono) regeneraba el metal.

cal metálica + flogisto = metal (cuerpo compuesto).

Teoría combatida por Lavoisier por medio de la balanza.

Ley de Proust o de las proporciones definidas.

Para formar un cuerpo compuesto los componentes se unen siempre en la misma proporción en peso.

Ley de Dalton o de las proporciones múltiples.

Cuando dos cuerpos se unen en distinta proporción para formar distintos compuestos, mientras el peso del uno permanece constante, el peso del otro aumenta en proporción simple.

Ley de Richter o de la equivalencia.

Existe una relación constante entre los pesos de los cuerpos determinados que pueden unirse al mismo peso de otro.

Descomposición: separación de los elementos de un cuerpo compuesto.

Nomenclatura química: conjunto de leyes adoptadas para formar el nombre de los cuerpos, principalmente de los cuerpos compuestos.

División de los cuerpos compuestos { Binarios { no oxigenados
oxigenados
Ternarios
Cuaternarios

Compuestos binarios no oxigenados

Metaloide + metaloide. Terminación del primero, en **uro**. Ejemplo: I_3N (ioduro de nitrógeno).

Metaloide + metal. Terminación del primero en **uro**. Ejemplo: IK (ioduro de potasio).

Metaloide + hidrógeno. Da **hidrácido**. Terminación: **hídrico**. Ejemplo: ClH (ácido clorhídrico).

Metal + hidrógeno. Da **hidruro**. Ejemplo: HNa (hidruro de sodio).

Metal + metal. Da **aleación**. Ejemplo: monedas de oro, de plata, el bronce.

Metal + mercurio. Da **amalgama**. Ejemplo: amalgama de oro, de sodio.

Anhidridos u óxidos-ácidos = metaloide + oxígeno.

Compuestos binarios oxigenados

Denominación según la proporción de oxígeno { hipo oso
Ejemplo: Cl_2O (anhidrido hipocloroso)
oso
Ejemplo: Cl_2O_3 (anhidrido cloroso)
ico
Ejemplo: Cl_2O_5 (anhidrido clórico)
per o hiper ico
Ejemplo: Cl_2O_7 (anhidrido perclórico)

Oxidos = metal + oxígeno (llamados **óxidos básicos**)

protóxido. ej. MnO (protóxido de manganeso)
bióxido. „ MnO_2 (bióxido „ „)
trióxido. „ MnO_3 (trióxido „ „)
peróxido. „ MnO_4 (peróxido „ „)

Sesquióxido: 2 átomos de metal + 3 átomos de oxígeno. Ejemplo: Fe_2O_3 (sesquióxido de hierro).

Oxido salino: 3 átomos de metal + 4 átomos de oxígeno. Ejemplo: Fe_3O_4 (óxido salino de hierro).

Compuestos ternarios oxigenados

Acidos = anhídrido + agua. Tienen la misma denominación que los anhídridos, reemplazando la palabra "anhídrido" por la de "ácido".

- ClOH (ácido hipocloroso)
- ClO₂H (" cloroso)
- ClO₃H (" clórico)
- ClO₄H (" perclórico)

- Caracteres ...
- 1º Sabor agrio.
 - 2º Enrojece la tintura de tornasol.
 - 3º Con hidróxidos dan sales.
 - 4º Se ionizan fácilmente dando ión H⁺.
 - 5º Según la cantidad de H pueden ser:
 - a) monoácido (NO₃H)
 - b) biácido (SO₄H₂)
 - c) triácido (PO₄H₃)

Bases o hidróxidos = óxido + agua

Denominación: Se denominan como los óxidos de los cuales derivan, reemplazando la palabra "óxido" por "hidróxido". Ejemplo:

Na OH (hidróxido de sodio).

- Caracteres ...
- 1º Gusto alcalino.
 - 2º Azulean la tintura de tornasol enrojecida por un ácido.
 - 3º Toman color rosado con la fenolftaleína.
 - 4º Con los ácidos dan sales.
 - 5º Se ionizan fácilmente dando ión OH⁻.

Sales = ácido + base

Denominación: se denominan como los ácidos de los cuales se derivan, cambiando las terminaciones:

oso por ito
ico " ato.

- | | | |
|-----------|--------------------------------|---------------------------------|
| Ejemplos: | SO ₃ H ₂ | SO ₃ Na ₂ |
| | ácido sulfuroso | sulfito de sodio |
| | SO ₄ H ₂ | SO ₄ Na ₂ |
| | ácido sulfúrico | sulfato de sodio |

Neutralización: Mezclando convenientemente una solución *ácida* con una solución *básica*, en el compuesto que resulta desaparecen las propiedades ácidas y básicas: es un líquido neutro, que carece de acción sobre los indicadores. El producto de esta combinación es una *sal neutra*.

Sal neutra. Proviene de la **sustitución total** de los H en los ácidos por un metal. Ejemplo:

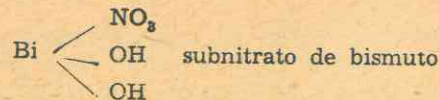
SO₄Na₂ sulfato neutro de sodio

Compuestos cuaternarios oxigenados

Sales = ácido + base

Sal **ácida**. Proviene de la **sustitución parcial** de los H en los ácidos por un metal. Ejemplo: SO₄HNa sulfato ácido de sodio

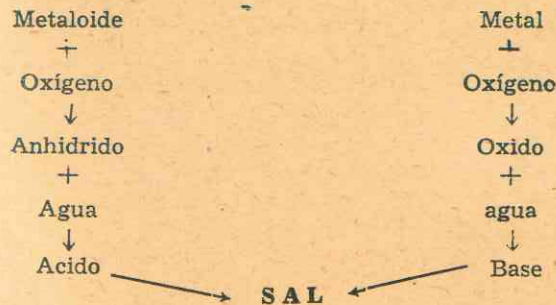
Sal **básica**. Proviene de la **sustitución parcial** de los oxidrilos de una base por radical halogénico o ácido. Ejemplo:



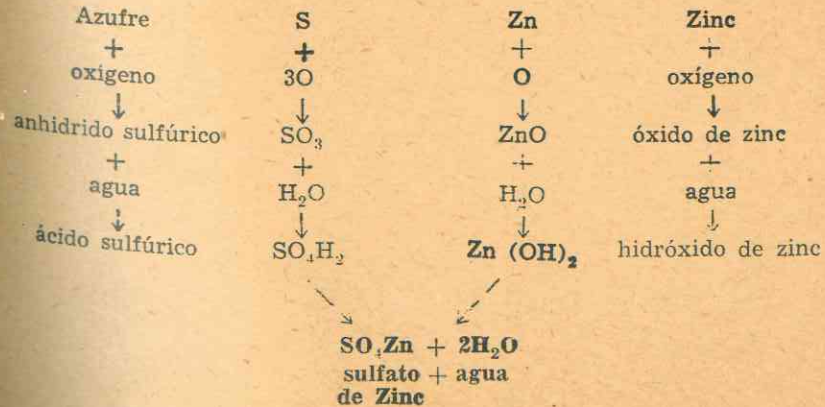
Sal **mixta**. Proviene de la sustitución de los H de un ácido por metales diferentes. Ejemplo:

SO₄NaK (sulfato de sodio y potasio).

ESQUEMA DE LO DICHO ANTERIORMENTE



Ejemplo:



Fórmula. — Representación de la molécula de un compuesto, su composición y su peso molecular. Ejemplo: $H_2O = 18$
agua

Clases de fórmulas
 Condensadas o empíricas: indican la naturaleza y número de átomos de la molécula.
 De constitución: indican la distribución de los átomos dentro de la molécula.

Ecuaciones químicas. — Ecuación química es la representación gráfica de las reacciones que se producen entre las sustancias. Se expresa por igualdades: en el primer miembro se escriben los cuerpos que reaccionan, y en el segundo los que se producen.

DENSIDAD, PESO DE UN LITRO, PUNTO DE EBULLICION DE ALGUNOS GASES

G A S	Densidad	Peso de un litro	Hierve a	G A S	Densidad	Peso de un litro	Hierve a
Aire	1	1,293	—	Flúor	1,265	1,6356	187° C
Acetileno	0,92	1,6291	83° 8 C	Hidrógeno	0,0893	0,0896	252° C
Acido clorhídrico	1,26	1,5386	80° C	Metano	0,559	0,7227	164° C
Acido sulfúrico	1,19	1,9769	61° 6 C	Nitrógeno	0,967	1,2503	194° C
An. carbónico	1,529	2,9273	79° C	Oxido de carbono	—	1,2503	190° C
An. sulfuroso	2,264	0,7628	8° C	Oxido nitroso	1,527	1,9744	88° C
Amoniaco	0,59	1,1895	—	Oxígeno	1,1056	1,4295	182° C
Cianógeno	1,80	2,3274	21° C	Vapor de agua	0,622	—	—
Cloro	2,48	1,2542	33° 6 C				
Etileno	0,97	3,2066	110° C				

DENSIDAD Y PUNTO DE EBULLICION DE ALGUNOS LIQUIDOS

LIQUIDO	Densidad	Hierve a	LIQUIDO	Densidad	Hierve a
Agua	1	100° C	Beneno	0,899	80° C
Acetona	0,81	56° C	Bromo	3,18	63° C
Acido cianhídrico	0,65	26° C	Cloroformo	1,48	61° C
Acido fluorhídrico	0,9879	19° 4 C	Eter ordinario	0,74	35° C
" nítrico	1,52	86° C	Mercurio	13,596	357° C
" sulfúrico	1,84	338° C	Peróxido de N.	1,45	23° C
Alcohol etílico	0,808	78° 4 C	Sulfuro de carbono	1,26	48° 6 C
Alcohol metílico	0,79	66° C	Tetracloruro de carbono	1,63	77° C

CAPITULO V
OXIGENO. — OZONO

I — PARTE TEORICA

oxígeno ☆

Sumario: 73. Oxígeno. Estado natural. — 74. Obtención del oxígeno a partir de compuestos oxigenados y del aire. — 75. Propiedades del oxígeno. — 76. Aplicaciones del oxígeno. — 77. Oxidación. — 78. Combustión. Clases de combustiones. — 79. Respiración. — 80. Ozono. — 81. Alotropía.

Símbolo: O	OXIGENO	Densidad: 1,10
Molécula: O ₂		Peso atómico: 16
Valencia: O =		Nº atómico: 8

Historia: Fué descubierto por *Priestley*, en Inglaterra (1778). *Lavoisier* (1781), dió a conocer las propiedades de este gas y su papel en la combustión y respiración. Lo llamó oxígeno (productor de ácidos).

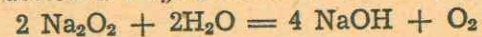
73. Estado natural. — Es uno de los cuerpos más esparcidos en la naturaleza.

El oxígeno libre entra en la proporción de 23 % en el peso del aire atmosférico; el oxígeno combinado forma los 88,8 % del peso del agua y los 65 % del cuerpo humano. Entra en la composición de un gran número de compuestos minerales y orgánicos. Una tonelada de madera seca contiene más de 400 kilogramos de oxígeno.

74. Preparación. — El oxígeno puede extraerse del aire o de ciertos compuestos oxigenados fácilmente descomponibles, tales como la oxilita, el clorato de potasio, el agua, el óxido de mercurio.

Obtención en el laboratorio:

1º Por la acción del agua sobre la oxilita (fig. 60).



La oxilita está formada esencialmente de bióxido de sodio (Na₂O₂), resultando de la combinación del oxígeno seco con un metal blando. La oxilita se encuentra en el comercio bajo la forma de pastillas blancas. Tratadas éstas, en frío, por el agua, dan un desprendimiento de oxígeno; el residuo es una disolución de soda cáustica (Na OH).

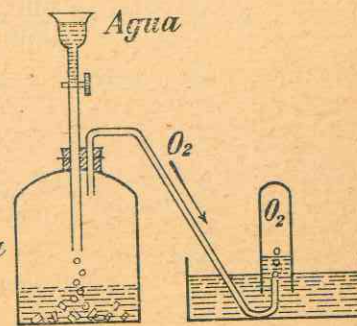


Fig. 60. - Preparación del oxígeno por la oxilita

2º Descomponiendo por el calor el clorato de potasio (ClO₃K) (fig. 61).

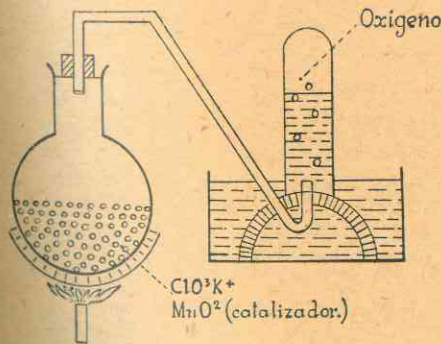
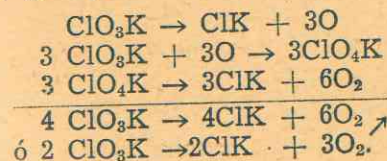


Fig. 61. - Preparación del oxígeno por el clorato de potasio

La descomposición del clorato de potasio debe hacerse con precaución. Se evita todo peligro de explosión y se obtiene un desprendimiento más regular mezclando el ClO₃K con mitad de su peso de bióxido de manganeso (MnO₂); éste parece quedar intacto después de la reacción; obra como catalizador.

En cuanto al gas recibido se lo conserva como lo indica la figura 62.

3º Calentando el óxido rojo de mercurio HgO a 400°C. — Descomponiendo por el calor el óxido de mercurio, se desprenden oxígeno y vapores de mercurio fácilmente condensables en las paredes del tubo.



En la industria:

1º *Por destilación del aire líquido.* — Cuando se destila el aire líquido, el nitrógeno que hierve a $-195,8^{\circ}\text{C}$. se desprende el primero, y la temperatura se eleva gradualmente hasta -183°C .; a esa temperatura el líquido que queda es oxígeno casi puro.

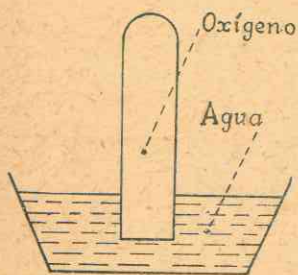


Fig. 62. - Manera de conservar el oxígeno

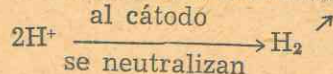
2º *Por electrólisis del agua acidulada* (SO_4H_2) en el voltámetro (fig. 104, parte experimental).

Por el paso de la corriente, el oxígeno se desprende en el ánodo o polo positivo, al mismo tiempo que en el cátodo o polo negativo se desprende hidrógeno.

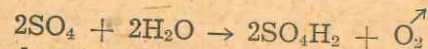
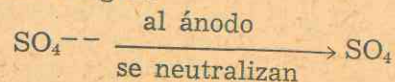
Reacción: El SO_4H_2 está ionizado en

$$\text{SO}_4\text{H}_2 \rightarrow \underset{\text{anion}}{\text{SO}_4^{--}} + \underset{\text{cationes}}{\text{H}^+ \text{H}^+} \text{ o } 2\text{H}^+$$

al llegar al cátodo los cationes se neutralizan, es decir, toman dos electrones.



Los aniones SO_4^{--} se neutralizan en el ánodo, es decir, ceden dos electrones dando SO_4 , inestable, que reaccionan con el agua, dando SO_4H_2 y se desprende oxígeno



La industria suministra el oxígeno en tubos de acero muy resistentes (fig. 63), donde se halla comprimido a una presión de 120 atmósferas.

75. **Propiedades físicas.** — Es un gas incoloro, insípido. Es poco soluble en el agua.

Se licúa a -120°C . bajo la presión de 51 atmósferas.

Se solidifica a -240°C .

Su densidad es de 1,1056. Un litro de oxígeno pesa 1,429 grs.

Es magnético, sobre todo en estado líquido.

La plata fundida puede absorber hasta 22 veces su volumen de O; cuando éste se solidifica, forma ampollas en su superficie, las cuales revientan para dejar escapar el oxígeno (galleo).

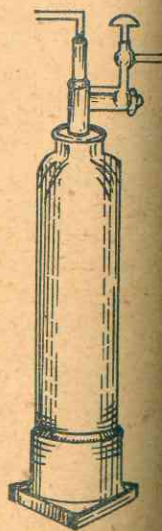


Fig. 63. - Tubo de oxígeno comprimido.

Propiedades químicas:

El oxígeno es el agente de toda *combustión* efectuada en el aire. La mayor parte de los cuerpos se combinan con él, produciendo gran desprendimiento de calor. Algunos cuerpos como los gases raros: argón, helio, kriptón, neón, no se combinan con O.

Se combina con los *metaloides* dando **anhidridos**.

a) Por combustión da:

- I — con el *azufre*, $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ (anhidrido sulfuroso)
- II — con el *fósforo*, $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ (anhidrido fosfórico)
- III — con el *carbono*, $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ (anhidrido carbónico)

Se combina con los *metales* dando **óxidos**.

b) Por combustión da:

- I — con el *sodio*, $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$ (óxido de sodio)
- II — con el *calcio*, $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ (óxido de calcio)
- III — con el *magnesio*, $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ (óx. de magnesio)
- IV — con el *hierro*, $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ (óx. salino de hierro)

Nota: El oro, la plata y el platino no se oxigenan a ninguna temperatura.

Reconocimiento del oxígeno. — 1º Un palillo que presenta en su extremidad algún punto en ignición se aviva al ser introducido en el O (fig. 64). 2º El oxígeno, aún mezclado con otros gases (como el nitrógeno) puede ser absorbido en frío por el *fósforo* o por una mezcla de *ácido pirogálico* y de *potasa*.

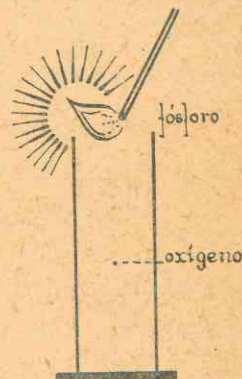


Fig. 64. - El oxígeno favorece la combustión

76. **Aplicaciones del oxígeno.** — El *oxígeno atmosférico* es indispensable para la respiración del hombre, de los animales y de las plantas (excepto algunos micro-organismos anaerobios).

En *metalurgia*, combustiones, preparación de ácidos, preparación de la oxilita, del ozono, etc., se utiliza en el soplete oxhídrico (oxígeno e hidrógeno) y oxiacetilénico (oxígeno y acetileno). Producción de temperaturas elevadas.

En *medicina*: para inhalaciones en ciertas enfermedades; en casos de asfixia por el óxido de carbono, etc.

En la *aviación*: para las grandes alturas.

Como *oxidante*.

Oxidantes: cuerpos oxigenados que ceden fácilmente su oxígeno. Ejemplo: clorato de potasio (ClO_3K).

77. **Oxidación.** — La oxidación es la combinación de una sustancia con el oxígeno. Esta sustancia, que se combina con el oxígeno, se dice que sufre una *oxidación* o que se oxida. Así ocurre con el carbono, el azufre, el fósforo, el sodio, el hierro, etc., que son oxidados por el oxígeno.

La oxidación se hace con mayor o menor velocidad: el magnesio se oxida con viveza, dando calor y luz deslumbradora; el cromo, el níquel, son de difícil oxidación espontánea.

Siendo la oxidación de los metales un fenómeno muy lento, resulta difícil apreciar el calor desprendido, salvo en el caso del magnesio.

78. **Combustión.** — Llámase *combustión*, en general, a la combinación de un cuerpo con el oxígeno.

El *oxígeno*, agente de la combustión, es el *comburente*; el *cuerpo* que se une con él es el *combustible*.

Clases de combustiones. — Se distinguen las *combustiones vivas* y las *combustiones lentas*.

Combustiones vivas. — Una combustión viva es la que se produce con elevación considerable de temperatura y producción de luz. Varias de esas combustiones van acompañadas de una *llama*: otras, menos frecuentes, sin llama.

Son ejemplos de combustión viva: las reacciones que se producen al quemarse cualquier combustible (madera, carbón, petróleo, etc.), ciertas sustancias como el azufre, el fósforo, el magnesio, etc. En estos casos la materia quemada debe ser calentada hasta cierta temperatura que se llama *punto de inflamación*.

Combustiones lentas. — Una combustión lenta es la que se efectúa sin elevación sensible de temperatura y sin producción de luz. El calor desprendido se pierde poco a poco en el medio ambiente; sin embargo, el calor total producido es el mismo que en el caso de la combustión viva, cuando se forma un mismo óxido.

La cantidad de calor depende únicamente de la reacción efectuada mientras que la temperatura alcanzada durante la combustión depende a la vez del fenómeno producido y del tiempo empleado en la reacción.

Son ejemplos de combustiones lentas: el hierro que se transforma lentamente en orín o herrumbre, el fósforo que absorbe lentamente el oxígeno del aire dando anhídrido fosforoso (P_2O_3), la oxidación del carbono y su transformación en gas carbónico en los tejidos orgánicos. Un hombre adulto quema diariamente 300 grs. de carbono.

Combustiones espontáneas. — La combustión espontánea es la producida por una oxidación lenta en que el calor desarrollado no puede fácilmente desprenderse; la masa se calienta poco a poco y cuando la temperatura alcanza el punto de incandescencia la sustancia arde.

Nos dan ejemplos de esta clase de combustión: los cuerpos oxidables, muy malos conductores del calor, tales como los trapos empapados en aceites y grasas, el carbón seco y finamente pulverizado, el serrín, el heno en fermentación, etc.; ahí tenemos la explicación de la causa de muchos incendios.

Favorecen la combustión: 1º la *división de la materia*; 2º la *corriente de aire*, obtenida empleando máquinas sopladoras (altos hornos) o altas chimeneas que activan el tiraje (usinas); 3º los *productos de la combustión*; 4º el *oxígeno puro*, obtenido mediante los sopletes.

79. **Respiración.** — La respiración es una verdadera combustión lenta que produce el calor animal.

El oxígeno del aire aspirado por nuestros pulmones y fijado por los glóbulos rojos de la sangre, es transportado por ellos en los vasos capilares. Luego pasa a las células de los tejidos, donde quema el carbono y el hidrógeno. El gas carbónico (CO_2) y el agua (H_2O) que resultan de esa combustión, son llevados a los pulmones con la sangre para ser luego expelidos por la respiración.

Muy lenta en los animales de sangre fría, esta combustión respiratoria es más activa en los animales de sangre caliente.

Cuando el oxígeno no llega al organismo en cantidad y condiciones adecuadas, el organismo queda alterado en su funcionamiento y puede perecer por asfixia. De ahí la necesidad de recurrir a inhalaciones de oxígeno en ciertas enfermedades, como ocurre con la tuberculosis; de ventilar las habitaciones cuyo aire

ha sido viciado por el gran consumo de oxígeno por parte de las personas reunidas en el mismo lugar.

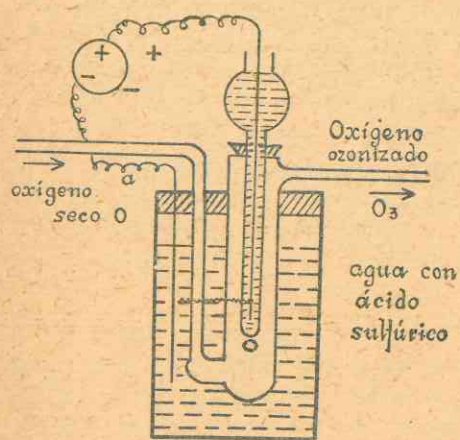
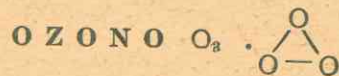


Fig. 65. - Ozonizador de Berthelot

de dos tubos soldados que dejan entre sí un espacio anular en que se hace pasar el oxígeno que se quiere ozonizar; el tubo central se llena de agua acidulada con SO_4H_2 ; el aparato se introduce en una probeta que contiene también agua acidulada; dos alambres que comunican con una bobina de inducción se introducen en el tubo central y en la probeta respectivamente. El efluviio se produce entre las dos capas líquidas y obrando sobre el O que circula en el espacio anular lo transforma parcialmente (2 a 5 %) a la temperatura ordinaria.

Ozonizador de W. von Siemens (fig. 66). Este aparato consiste en dos tubos concéntricos. El tubo interno está recubierto interiormente por una lamina de estaño en contacto metálico con el terminal A; y el tubo exterior está recubierto exteriormente con una lamina de estaño en contacto metálico con la extremidad B. Los dos terminales están conectados a una bobina de inducción. Una corriente lenta de oxígeno seco recorre

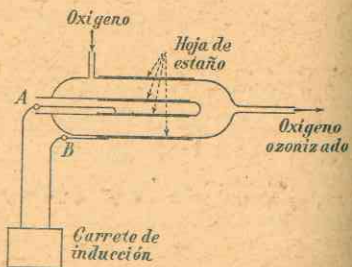


Fig. 66. - Ozonizador de W. von Siemens

80. **Sinonimia.** — Oxígeno electrizado, activo.

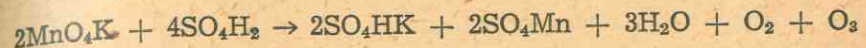
Estado natural. — En pequeña cantidad en el aire. Se atribuye su origen a la electricidad atmosférica.

Preparación. — Se prepara el ozono sometiendo el oxígeno a los efluviios eléctricos. Entre los aparatos más empleados en los laboratorios se se pueden citar los ozonizadores de Berthelot y de W. von Siemens.

Ozonizador de Berthelot (fig. 65). Este aparato consta

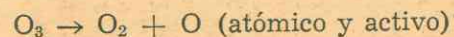
el espacio anular entre los dos tubos concéntricos, donde se halla sometida a la acción de una descarga eléctrica silenciosa. El gas que sale del ozonizador está cargado con 3 u 8 por ciento de ozono.

Preparación:



Propiedades físicas. — Es un gas ligeramente azulado, de olor penetrante, fosforado. Es poco soluble en agua. Es un estado alotrópico del oxígeno, 3 moléculas del cual se condensan en 2 moléculas $3O_2 \rightarrow 2O_3$.

Ecuación fundamental:



Propiedades químicas. — El ozono es poco estable. Es un oxidante muy activo: oxida el hierro, el zinc, la plata, el mercurio a la temperatura ordinaria. Transforma por oxidación los sulfuros en sulfatos, el amoniaco en nitrato. Descompone el ioduro de potasio y pone el iodo en libertad.



Destruye al oxidarlas, gran número de materias orgánicas como el corcho, el caucho, etc. Es venenoso.

Aplicaciones. — El ozono y el aire ozonizado son antisépticos enérgicos. Se usa para esterilizar el aire (hospitales) y el agua (aguas potables), blanquear algunas materias orgánicas: hilo, ceras, marfil, etc., en la fabricación de los aceites secantes, etc.

ALOTROPIA

81. **Fenómenos alotrópicos.** — Con el nombre de alotropía se designa la particularidad que poseen algunas sustancias de presentarse con diferentes propiedades, principalmente físicas, sin llegar a cambiar la naturaleza o las propiedades químicas de los mismos.

Las sustancias que sufren esos cambios se tomarían por sustancias completamente distintas, si no hubiere la posibilidad de hacerlos pasar de uno a otro de los varios estados (reversibilidad).

Los **fenómenos alotrópicos** participan de los fenómenos químicos por la *no reversibilidad inmediata* al estado primitivo. En la mayoría de los casos se ignora la naturaleza íntima de estos fenómenos. El fenómeno más sensible, el que más especialmente distingue dos estados alotrópicos de un cuerpo es el calor desprendido o absorbido en su transformación.

El análisis químico considera los cuerpos alotrópicos no como sustancias diferentes sino como cuerpos formados por átomos de una misma especie.

El oxígeno y el ozono (O_3) son dos cuerpos simples, formados por el mismo elemento: oxígeno.

El elemento es, pues, el constituyente común de las variedades alotrópicas de los cuerpos simples.

En los muchos cuerpos simples que se presentan en estados alotrópicos distintos, hay el carbono, que ofrece tres formas: diamante, grafito y carbones; el fósforo dos: fósforo ordinario y fósforo rojo; el azufre, el selenio, el silicio, el oxígeno y otros.

EJERCICIOS

EL OXIGENO

1. Indicar la cantidad de oxígeno que se puede sacar de 100 grs. de agua? El agua contiene 8 grs. de su masa de oxígeno y 11,20 l. de oxígeno pesan 16 gramos.

2. Se descomponen por el calor 24,5 grs. de clorato de potasio. Calcular la masa y el volumen de oxígeno obtenido. ¿Cuál será la masa del residuo sólido obtenido de la descomposición, sabiendo que se había añadido al clorato de potasio 20 grs. de bióxido de manganeso?

3. Calcular el precio del clorato de potasio para la obtención de un metro cúbico de oxígeno. (Se calcula el precio de un kilo de clorato de potasio a 10 pesos).

4. ¿Qué masa de oxilita pura habrá que tratar con agua para obtener 28 litros de oxígeno?

Si la cantidad de agua introducida en el aparato productor es de 80 grs., indicar la composición del residuo obtenido en la reacción. (Composición cualitativa y cuantitativa).

5. Una muestra de oxilita contiene tan sólo 60 % de bióxido de sodio Na_2O_2 . ¿Qué cantidad de oxilita habrá que emplear para obtener la misma cantidad de oxígeno que se encuentra en 500 litros de aire?

6. Se hace quemar azufre en 2 litros de oxígeno. Admitiendo que la combustión se produce hasta la desaparición completa del oxígeno, calcular:

a) la masa de azufre quemado; b) la masa y el volumen de anhídrido sulfuroso producido.

PREGUNTAS

Combustión lenta; combustión viva. Ejemplos.
Medios empleados para avivar la combustión.

Medios empleados para obtener altas temperaturas. Aplicaciones.

En 4 frascos llenos de oxígeno se introducen los cuerpos siguientes: previamente encendidos en el aire: azufre, carbón de leña, un pedazo de fósforo y una espiral de acero incandescente. Explicar: ¿Que sucede? ¿Qué queda en los frascos al final del experimento? ¿Cómo se podrá reconocer los productos obtenidos? ¿Cuáles son sus características esenciales?

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 82. Preparación del oxígeno a partir del óxido de mercurio. — 83. Preparación del oxígeno a partir del clorato de potasio. — 84. Combustión del fósforo. — 85. Combustión del azufre. — 86. Combustión del carbono. — 87. Combustión del sodio. — 88. Combustión del hierro. — 89. Combustión del magnesio. — 90. Acción del sol sobre las partes verdes de las plantas. — 91. Preparación del ozono. — 92. Poder oxidante del ozono. — 93. Reconocimiento del ozono.

82. Preparación del oxígeno a partir del óxido de mercurio. (fig. 67). — Introducir óxido de mercurio en un tubo de ensayo. Cerrar el tubo con un tapón atravesado por un tubo de desprendimiento que va a una cubeta que contiene agua. Calentar fuertemente el óxido de mercurio; el oxígeno se desprende. Recoger ese gas en una probeta, dejando perder las primeras porciones que contienen aire del aparato. Luego que se acaba de recoger el gas, sacar el tubo abductor de la cuba de agua, antes de apagar el fuego, para evitar la reabsorción.

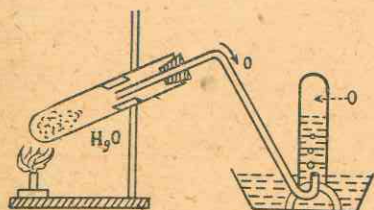


Fig. 67. - Preparación del oxígeno por el óxido de mercurio

Reconocer el oxígeno, acercando a la probeta donde se ha recibido el gas, un palillo que tenga un punto en ignición; se vuelve a encender con producción de un ruidito característico. El oxígeno es más pesado que el aire. Los frascos que lo contienen han de voltearse con cuidado manteniendo con la mano el platillo adherido al orificio de la probeta y sosteniendo ésta con la otra; la probeta se mantiene cubierta con un platillo hasta el momento de usar el gas que contiene.

83. Preparación del oxígeno a partir del clorato de potasio. — Ver parte teórica N° 74.

84. Combustión del fósforo (fig. 68) ⁽¹⁾. — Cortar el fósforo en el agua; tomar el pedacito cortado con las pinzas, secar con papel de filtro sin frotar; ponerlo inmediatamente en la capsulita ya colgada en el soporte; encender fuego al trozo de P. por medio de un alambre calentado ligeramente en la llama de la lámpara. Introducir la capsula verticalmente en medio del frasco; la combustión es tan viva que hay proyecciones de partículas de P. encendido. Evitar la aspiración de los vapores que se forman. Acabada la combustión, sacar la capsula. Echar un poco de tornasol azul en el frasco y agitar; los vapores blancos se disuelven y el tornasol pasa a rojo.

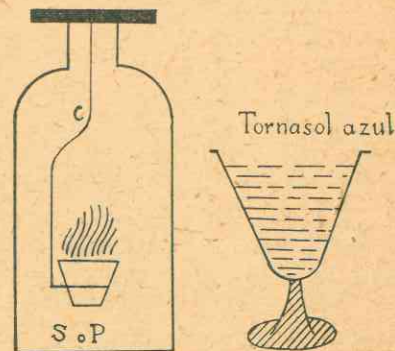


Fig. 68. - Combustión del fósforo

85. Combustión del azufre (fig. 68). — Colocar un trozo de azufre en una capsula y calentarlo hasta que esté completamente fundido y bien encendido; introducir la capsula rápidamente en medio de un frasco lleno de O₂; observar el color de la llama (azul), el olor del SO₂; al contacto de éste el tornasol se enrojece y por fin se descolora.

86. Combustión del carbono (fig. 69). — Atar un trozo de carbón en la extremidad de un alambre; encenderlo bien en la llama del mechero, introduciéndolo entonces en un frasco de oxígeno se lo ve arder con mucha viveza y echando chispas en todas direcciones. El residuo de la combustión es el gas carbónico CO₂, que enturbia el agua de cal o de barita.

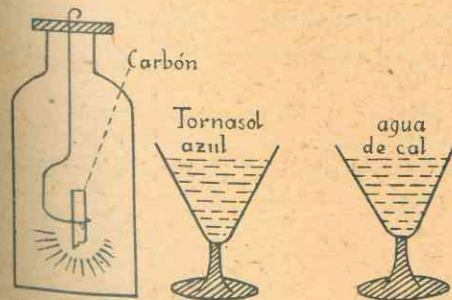


Fig. 69. - Combustión del carbono

87. Combustión del sodio (fig. 70). — Colocar un trozo de sodio en una capsula colgada de un alambre; calentado y encendido el sodio, intro-

(1) Evítese mantener los frascos en la mano durante las combustiones.

ducirlo en un frasco de oxígeno; observar que el sodio arde con viveza y con llama amarillenta produciendo un humo blanco sólido de óxido de sodio (Na_2O), que se disuelve en el tornasol rojo y lo azulera.

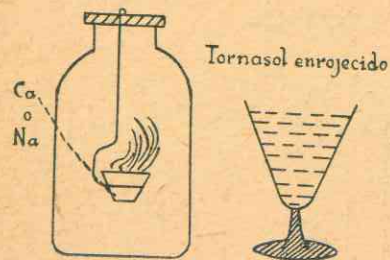


Fig. 70. - Combustión del sodio, calcio

Procediendo del mismo modo con el calcio tendríamos óxido de calcio (CaO) o cal viva.

88. Combustión del hierro

(fig. 71). — Colgar de una tablilla que lleva una varilla de vidrio o un lápiz un muelle de reloj des-templado o un cordón formado por

alambres delgados de hierro en espiral; en la extremidad libre se amarra un pedazo de yesca o de carboncillo; encender bien y luego introducir rápidamente la espiral en un frasco lleno de oxígeno en el fondo del cual hay una capa de agua de 2 a 3 centímetros de alto, procurando que la espiral se mantenga verticalmente en medio del frasco. La yesca acaba de arder con viveza y prender fuego al metal, el cual echa chispas en todas direcciones formándose gotitas de Fe^3O_4 , que se funden, caen en el agua y van a incrustarse en el vidrio del fondo.

89. Combustión del magnesio (fig. 72). — Encender la cinta o el alambre e introducir rápidamente en el frasco de oxígeno, manteniéndolo en el medio para que la llama no toque la pared de vidrio; se forma magnesio (MgO) que blanquea las paredes del frasco.

90. Acción del sol sobre las partes verdes de las plantas (función clorofiliana, fig. 73). — En un recipiente que contiene agua saturada con CO_2 , introducir un embudo invertido, debajo del cual se han colocado ramitas de plantas acuáticas con hojas verdes. Sobre el pico del embudo disponer una probeta, de manera que esté sumergida en el agua. Someter luego la planta a la acción de los rayos solares. Notar después de un rato la formación de burbujas de gas sobre las hojas, las cuales no tardarán en desprenderse para subir y desplazar el agua de la probeta. Para comprobar la naturaleza del gas recibido, sacar con precaución la probeta; introducir en su in-

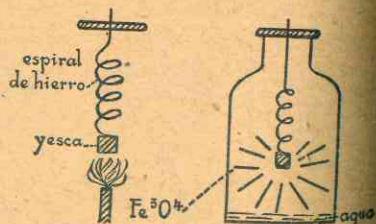


Fig. 71. - Combustión del hierro

terior una astilla con un punto en ignición, observar una combustión muy activa, la cual únicamente se puede atribuir a la presencia del oxígeno desprendido durante la exposición de la planta a la acción de los rayos solares.

91. Preparación del ozono. — En una capsulita poner un poco de permanganato de potasio (MnO_4K) en polvo, y dos a tres gotas de agua; añadir luego unos dos centímetros cúbicos de ácido sulfúrico (SO_4H_2); se desprenden burbujas de oxígeno y ozono al contacto de las cuales pueden encenderse las materias muy oxidables: alcohol, bolitas de papel de filtro, fósforo, etc.

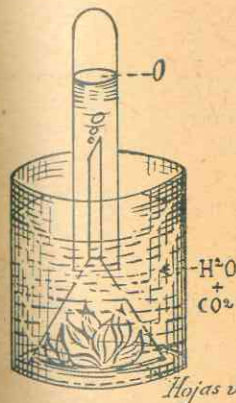


Fig. 73. - Acción del sol sobre las partes verdes de las plantas.

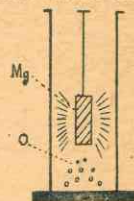


Fig. 72. - Combustión del magnesio.

92. Poder oxidante del ozono. — Con una varilla de vidrio tocar la mezcla de $\text{SO}_4\text{H}_2 + \text{MnO}_4\text{K}$ y en seguida acercarla a una lámpara de alcohol; el alcohol se enciende.

Con una pinza colocar un objeto de plata, encima de la mezcla, la plata se ennegrece, sobre todo si está húmeda. Se habrá formado por oxidación, peróxido de plata (Ag_2O_2).

Tomar un papel mojado en disolución de acetato de plomo, ponerlo en contacto de ácido sulfhídrico (SH_2), se ennegrece por la formación de sulfuro de plomo (SPb). Someter este papel a la acción del ozono, el color negro desaparece; el sulfuro de plomo, por oxidación, se ha convertido en sulfato de plomo (SO_4Pb), color blanco.

93. Reconocimiento del ozono.

1º Tomar una varita de fósforo bien limpia; ponerla verticalmente en un frasco y echar agua para cubrirla hasta la mitad, tapar el frasco; al cabo de algunos minutos se notará la presencia del ozono en el aire del frasco.

2º Por el papel ozonoscópico. El papel ozonoscópico se prepara con tiras de papel de tornasol rojo, impregnando la mitad de cada una de una disolución de ioduro potásico (IK) almidonado. Por la acción del ozono sobre el papel húmedo, el IK se transforma en KOH (hidróxido de potasio) que azulera el papel; la otra mitad queda roja.

Reemplazando el almidón por fenolftaleína, el papel iodurado se colorea de rojo.

RESUMEN

OXIGENO O <

Estado natural { Al estado de **mezcla**, existe en el aire (1/5). Bajo forma de **combinación**, se encuentra en el agua (8/9) y numerosos compuestos naturales.

Preparación .. {
 En el laboratorio {
 1º Acción del agua sobre la oxilita.
 $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Na OH} + \text{O}_2$
 2º Acción del calor sobre el clorato de potasio.
 $2\text{ClO}_3\text{K} \rightarrow 2\text{ClK} + 3\text{O}_2$
 En la industria .. {
 1º Destilación fraccionada del aire líquido.
 2º Por electrólisis del agua acidulada (SO_4H_2).

Propiedades físicas {
 1º Gas incoloro, inodoro, insípido, poco soluble en el agua.
 2º Se licúa a 120°C. bajo 51 atmósferas de presión.
 3º Peso de un litro = 1 g. 43.
 4º Densidad: 1,105.

Propiedades químicas {
 Es el agente de la combustión y de la respiración.
 Los metaloides con el oxígeno dan **anhidridos** que al combinarse con agua dan **ácidos**, (el tornasol se enrojece).
 Ejemplos: con el carbono da anhídrido carbónico CO_2
 con el azufre da anhídrido sulfuroso SO_2
 con el fósforo da anhídrido fosfórico P_2O_5
 Los metales con oxígeno dan **óxidos básicos**, que al combinarse con el agua dan **hidróxidos** (el tornasol rojo se azulca).

Propiedades químicas

Ejemplos: con el sodio da óxido de sodio Na_2O .
 con el calcio da óxido de calcio CaO .
 con el magnesio da óxido de magnesio MgO .
 con el hierro da óxido de hierro (Fe_3O_4) (óxido salino de hierro).
 Bajo la acción de chispas eléctricas se condensa, dando **ozono** O_3 .

Caracteres ...

1º Vuelve a encender un combustible que presenta un punto en ignición.
 2º Es absorbido por el fósforo o por ácido pirogálico y potasa.

Usos

oxígeno atmosférico {
 1º Agente de la respiración y combustión.
 2º Desempeña un papel importante en la preparación de ciertos cuerpos:
 $\text{ZnO}, \text{SO}_2, \text{Cl}, \text{SO}_4\text{H}_2$, etc.
oxígeno puro.. {
 1º Activa la combustión en los sopletes.
 2º Aplicado en medicina, aviación, máscaras respiratorias.

Oxidaciones: combinación de una sustancia con oxígeno.

Combustiones: una **combustión** es la combinación directa de un cuerpo con el oxígeno.

Combustión viva

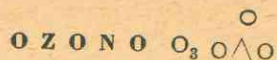
Combustión acompañada de una elevación de temperatura y producción de luz.
 Se efectúa con llama (azufre, fósforo, etc.) o sin llama (carbono, hierro).
 Llama con luz viva (fósforo), o no brillante (azufre).

Combustión lenta

Combustión que se produce sin elevación notable de temperatura y sin producción de luz.
 Ej.: oxidación del Fe en el aire.

La respiración

Combustión lenta que produce el calor animal.
 El oxígeno introducido en los pulmones quema el carbono y el hidrógeno de los tejidos con producción de anhídrido carbónico y vapor de agua.



Sinonimia: oxígeno electrizado

Preparación .. { 1º Por el ozonizador de Berthelot: sometiendo el oxígeno a los efluvios eléctricos.
2º Acción del ácido sulfúrico sobre el permanganato de potasio.

Propiedades .. { físicas { Gas azulado, olor aliáceo.
Poco soluble en agua.
Es un estado alotrópico del oxígeno.
químicas { Gas poco estable.
Gran oxidante.
Destruye las materias orgánicas.
usos { Antiséptico. Esterilizar el agua, el aire.
Blanquear materias orgánicas.

Reactivo. — Da color azul a la disolución de ioduro de potasio en almidón.

Alotropía. — Particularidad que poseen algunas sustancias de presentarse con diferentes propiedades principalmente físicas, sin cambiar la naturaleza o las propiedades químicas de los mismos.

Ej.: el oxígeno, el fósforo, el azufre, el silicio, etc.

CAPITULO VI

HIDROGENO

1 — PARTE TEORICA



Sumario: 94. Hidrógeno. Estado natural del hidrógeno. — 95. Obtención del hidrógeno, partiendo del agua y de los ácidos. 96. Propiedades del hidrógeno. — 97. Reducción. — 98. Hidrógeno atómico naciente y molecular. — 99. Aplicaciones. Combustión. Mezcla detonante. — 100. Análisis y síntesis.

Símbolo: H
Molécula: H₂
Valencia: H—

HIDROGENO

Densidad: 0,069
Peso atómico: 1,008
Nº atómico: 1

Historia: El hidrógeno fué observado por los alquimistas del siglo XVII, en la reacción del hierro con el ácido sulfúrico. Cavendish (1766) dió a conocer sus propiedades.

94. Estado natural. — Existe libre en pequeña cantidad en la alta atmósfera, en las emanaciones volcánicas, pozos de petróleo. En estado de combinación: existe en el agua (1/9 en peso), en los compuestos minerales y en todos los seres vivientes.

95. Preparación.

En los laboratorios:

1º descomponiendo los ácidos diluidos por los metales, a la temperatura ordinaria (fig. 74).

Los metales fácilmente oxidables, como el zinc y el hierro, descomponen los ácidos diluidos; el ácido sulfúrico y el ácido clorhídrico son los más empleados.

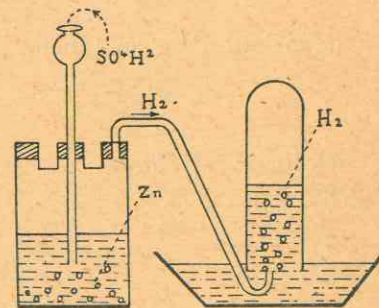
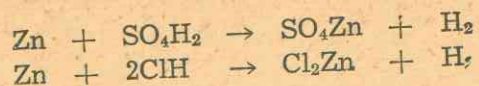
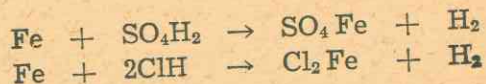


Fig. 74. - Preparación del hidrógeno



con el hierro:



Estas operaciones se efectúan a la temperatura ordinaria. El aparato consta de un frasco de Woolf, de dos bocas. Por una de ellas se introduce un tubo largo de embudo, el cual penetra hasta el fondo; en la otra abertura se sujeta el tubo de desprendimiento. Se echa en el frasco unos pedazos de zinc o de hierro y un poco de agua, y se adapta el tapón con los tubos. Por el embudo se va echando poco a poco el ácido; el H se desprende, expulsando el aire del aparato; cuando todo el aire ha salido, se recoge el H en unas probetas colocadas en la cubeta de agua.

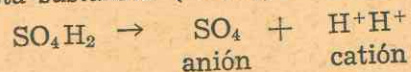
El gas obtenido no es puro, de ahí su mal olor; contiene varios componentes del arsénico, del azufre, etc.

Se lo puede purificar haciéndolo pasar por una solución de sulfato de cobre.

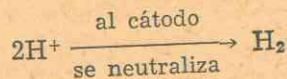
2º Por la *electrólisis del agua acidulada por el ácido sulfúrico*, por medio del Voltámetro (fig. 104).

Por el paso de la corriente, el *oxígeno* se desprende en el *ánodo* o polo positivo; durante el mismo tiempo en el *cátodo* o polo negativo, se desprende el *hidrógeno*.

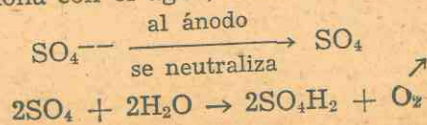
Reacción: Esta sustancia (SO_4H_2) está ionizada en:



Al llegar al *cátodo* los cationes se neutralizan dando gas *hidrógeno*:

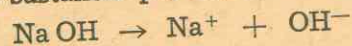


Los aniones SO_4^{--} se neutralizan en el *ánodo* dando SO_4 inestable, que reacciona con el agua, dando SO_4H_2 y se desprende O_2 .

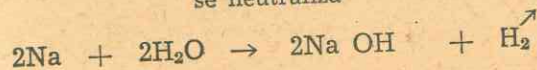
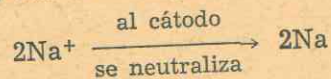


3º *Descomposición del agua por la electrólisis del hidróxido de sodio.*

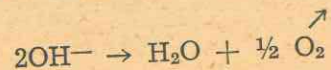
Reacción: Esta sustancia por ionización da:



El catión Na^+ se neutraliza en el *cátodo* dando sodio metálico, el cual en presencia del agua reacciona (acción secundaria), regenerando el Na OH y dando *hidrógeno* que se desprende



Los aniones OH^- se neutralizan en el *ánodo* y dan H_2O y O_2 .

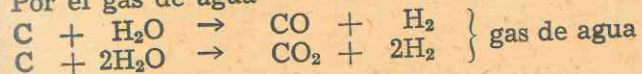


4º Por *descomposición del agua en frío*:



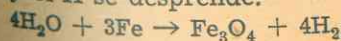
En la industria.

1º Por el gas de agua

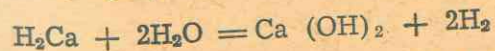


2º *Descomposición del vapor de agua por el hierro a la temperatura del rojo* (fig. 75).

El vapor de agua al pasar sobre limaduras de hierro calentadas al rojo en un tubo de porcelana, abandona su oxígeno que se combina con el hierro, y el H se desprende.



3º Por la *hidrolita* (hidruro de calcio, H_2Ca)



4º Por la acción del *aluminio* sobre el *hidróxido de sodio*

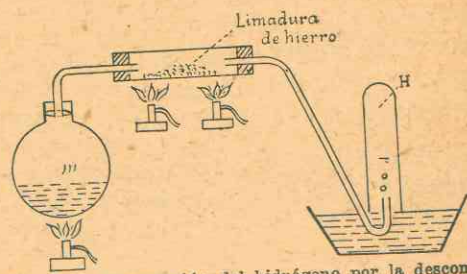
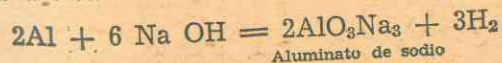


Fig. 75. - Preparación del hidrógeno por la descomposición del vapor de agua por el hierro al rojo.

96. **Propiedades del hidrógeno: Propiedades físicas.** — El hidrógeno es un gas incoloro, inodoro, insípido, muy poco soluble en el agua. Es buen conductor del calor y de la electricidad. Es el más liviano de los gases. $D = 0,069$.

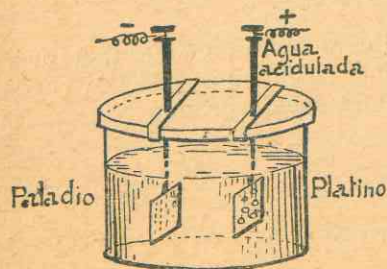


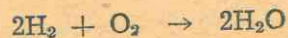
Fig. 76. - Absorción del H por el paladio

Difusibilidad. — Atraviesa fácilmente los vasos porosos; papel, telas, barro cocido (ver la parte experimental, N° 106).

Oclusión. — Propiedad por la cual ciertos metales absorben fácilmente el H, como el paladio que absorbe hasta 982 veces su volumen (fig. 76), el platino, etc.

Propiedades químicas. — El H es un gas combustible, mas no comburente.

Combustión. — Con el oxígeno da agua (ver la parte experimental).



Mezcla explosiva. — La mezcla de 2 volúmenes de H y un volumen de O se combina con explosión al contacto de una llama, de una chispa eléctrica o en presencia del musgo de platino (véase N° 104, parte experimental).

Soplete oxhídrico. — El H arde con llama pálida, pero muy calorífica (calor utilizado en el soplete oxhídrico, fig. 77).

El *soplete oxhídrico* se compone de dos tubos concéntricos: el oxígeno llega por el tubo central y el hidrógeno por el espacio anular comprendido entre los tubos; la mezcla de los dos gases se hace en la extremidad del aparato y puede ser encendida sin peligro. La temperatura de la llama llega a 2800°C.

Armónica química (fig. 88, parte experimental). — Nombre dado a una serie de vibraciones producidas por la llama del hidrógeno, al arder en el interior de un tubo ancho y largo.

97. **Reducción.** — La reducción es la operación opuesta a la oxidación; ésta combina el O con una sustancia; aquélla lo separa. A consecuencia de su avidez para el O, el hidrógeno descompone varios compuestos oxigenados, principalmente los óxidos metálicos. Se dice que el H es reductor. Ejemplo:



Otras sustancias poseen también la propiedad de *apoderarse del oxígeno* de las sustancias oxigenadas, razón por la cual se llaman *reductoras*, tales son: el carbono (C) en forma de cok, el anhídrido sulfuroso (SO₂) y el óxido de carbono (CO).

98. **Hidrógeno atómico naciente y molecular.** — El hidrógeno atómico o naciente es el hidrógeno en el momento de su producción, cuando los átomos todavía no han tenido tiempo de unirse entre sí para formar las moléculas (H₂).

Langmuir (1927), ideó un soplete capaz de producir hidrógeno atómico. El hidrógeno molecular (H₂), al pasar a través de un arco eléctrico, se disocia en hidrógeno atómico.



Cuando arde el hidrógeno atómico produce una temperatura muy elevada. El torio que funde a una temperatura superior a 2800°C, ha sido fundido en la llama del hidrógeno atómico.

El hidrógeno *molecular* es el hidrógeno libre obtenido cuando sus átomos se han unido para formar moléculas.

La diferencia entre estos dos estados del hidrógeno se pone de manifiesto considerando su poder reductor.

Por ejemplo, la reacción:

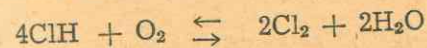


se produce solamente entre los 150°C. y 200°C., mientras que la reacción:



se efectúa rápidamente en frío (en el polo negativo del voltámetro).

Lo mismo ocurre con la reacción:



que tiene lugar al *rojo sombra* y es reversible, mientras que el empleo de oxidantes que producen oxígeno naciente, permite obtener cloro en frío, por una reacción irreversible:



El H naciente se presenta por el símbolo H para no confundirlo con el símbolo general del elemento.

99. **Aplicaciones.** — Como reductor en los laboratorios; producir la armónica química; inflar globos; alimentar el soplete oxhídrico (fig. 77); para producir la luz Drummond.

La luz Drummond se obtiene por la combustión de un trozo de cal (CaO) o magnesia (MgO) en la llama del soplete oxhídrico. Se obtiene una luz vivísima utilizada en varios aparatos de proyección.

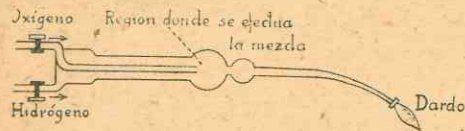


Fig. 77. - Soplete oxhídrico

la fabricación del amoníaco sintético.

100. Análisis y síntesis:

Análisis: Es la descomposición de un compuesto en diferentes cuerpos o elementos.

Distínguense dos clases de análisis: el análisis *cuantitativo*, que tiene por objeto reconocer simplemente las diferentes especies de sustancias que existen en un cuerpo compuesto, y el análisis *cuantitativo*, que determina las proporciones exactas de las sustancias indicadas por el primero.

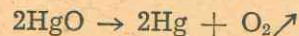
Los principales agentes del análisis son: el calor, la electricidad y ciertos cuerpos conocidos bajo el nombre de *reactivos*.

Como ejemplos de análisis podemos citar la descomposición del agua con el voltámetro; la del amoníaco (NH₃) por una serie de chispas eléctricas, la del ácido clorhídrico por el potasio, etc.

El análisis *cuantitativo* de una sustancia inorgánica puede efectuarse por *vía seca* o por *vía húmeda*.

a) Por *vía seca*, es decir, por la acción del calor (análisis pirométrico).

Ejemplo: descomposición del óxido de mercurio (HgO) por el calor:

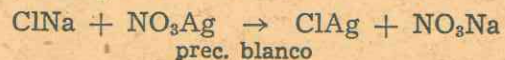


Podremos comprobar la presencia del oxígeno acercando una astilla en ignición, a la boca del tubo donde tuvo lugar la reacción.

b) Por *vía húmeda*, que consiste en investigar una sustancia por medio de soluciones acuosas de naturaleza conocida llamados *reactivos*.

Entre los principales reactivos, podemos citar: el ácido clorhídrico (ClH), ácido sulfhídrico (SH₂), el amoníaco (NH₃), el carbonato de amonio CO₃(NH₄)₂ en solución (5 a 10 %).

Ejemplo: tratando los cloruros por el nitrato de plata (NO₃ Ag), hacemos un análisis por *vía húmeda*:



Para analizar una sustancia por *vía húmeda*, es necesario que la sustancia sea soluble en el agua, si no lo es se recurre al procedimiento de la *disgregación*, que consiste en tratar por el calor la sustancia con *reactivos disgregantes*, tales como: carbonato de sodio y carbonato de potasio, ácido sulfúrico concentrado, carbonato de sodio con clorato de potasio, etc.

Síntesis: La síntesis es lo contrario del análisis, al cual sirve frecuentemente de prueba. Reúne los elementos que el análisis había separado para combinarlos y reconstituir el cuerpo compuesto primitivo. Ejemplo: valiéndose del voltámetro, se puede descomponer el agua (análisis), en oxígeno y en hidrógeno; por medio de la chispa se puede combinar de nuevo estos elementos para reconstituir el agua (síntesis).

EJERCICIOS

1. Calcular el volumen de hidrógeno obtenido con 20 gr. de zinc, empleando, sea el SO₄H₂, sea el H Cl. Justificar la respuesta.
2. Se trata en frío 13 gr. de granalla de zinc con un exceso de SO₄H₂ diluido: a) Indicar la naturaleza del gas obtenido. Su volumen; b) ¿Qué cantidad de gas suministrarán 100 gr. de zinc puro? c) Resultado obtenido con el mismo peso de zinc empleando H Cl.
3. Un recipiente contiene hidrógeno comprimido a 25 atmósferas. El peso del agua líquida obtenido por la combustión completa de dicho gas es igual a 72 gr. ¿Cuál es el contenido de dicho recipiente?
4. Se hace pasar una corriente de hidrógeno puro y seco por un tubo que contiene óxido de cobre calentado al rojo. Hacer el esquema del experimento y expresar los cuerpos que se forman durante la operación. La operación terminada, se observa que dicho tubo ha sufrido una disminución de masa de 4,48 gr. Calcular las masas de hidrógeno y productos formados.
5. ¿Qué cantidad de clorato de potasio se debe descomponer por el calor para que el oxígeno obtenido pueda formar agua con 60 litros de hidrógeno a 0°C. y a la presión de 506 mm.?

PREGUNTAS

Indicar el procedimiento que permite obtener fácilmente el hidrógeno para poder comprobar sus propiedades.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 101. Preparación del hidrógeno por el ácido sulfúrico y zinc. Aparatos de producción continua de Siente Claire - Deville y de Kipp. — 102. Separación del sulfato de zinc. — 103. Preparación del hidrógeno por descomposición del agua por el sodio. — 104. Mezcla detonante. — 105. Livianidad del hidrógeno. — 106. Difusibilidad del detonante. — 107. Combustión del hidrógeno. — 108. Armónica química. — 109. Diferencia entre el hidrógeno atómico o naciente y molecular. — 110. Poder reductor del hidrógeno.

101. Preparación del hidrógeno por el ácido sulfúrico y el zinc. — (Aparatos de producción continua de Sainte Claire-Deville y de Kipp).

Aparato de Sainte Claire-Deville (fig. 78). — Se compone de dos frascos: A - B, tubulados en su parte inferior y unidos por un tubo de goma. Introducir en el frasco B vidrio pulverizado y cubrir con granalla de zinc. Ajustar un tapón atravesado por un tubo con llave R. En el otro frasco A introducir ácido clorhídrico diluido; establecer la comunicación, cerrar la llave R y abrir la llave T'. El ácido sube hasta el nivel M; abriendo la llave R, sale el aire comprimido, y el ácido puesto

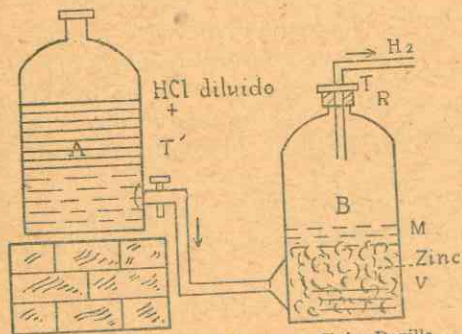


Fig. 78. - Aparato de Sainte Claire-Deville

en contacto con el zinc, desprende H. Cerrando la llave R, la presión del H que se sigue desprendiendo expulsa del frasco B todo el ácido, el cual vuelve a su nivel en el frasco A.

Aparato de Kipp (fig. 79). — Este aparato se compone de dos globos de vidrio A y C y de una alargadera A, que penetra por

su parte inferior hasta el fondo de C. En la parte superior M hay un tubo de seguridad S y en la parte lateral existe una tubuladora G por donde pasa un tubo con una llave R. En B introducir zinc y en S, el ácido sulfúrico diluido, el cual poco a poco llegará a la esfera C. Al ponerse el ácido en contacto con el zinc en N', se desprende H_2 que se puede recibir en G.

102. Separación del sulfato de zinc ($SO_4 Zn$). — Tratar el líquido obtenido con zinc, con el fin de neutralizar el exceso de ácido sulfúrico. Cuando cesa la efervescencia, filtrar el residuo, evaporar parte del agua en una cápsula de porcelana y echar en un cristizador; recoger los cristales de sulfato de zinc y ponerlos a secar en una hoja de papel filtro, encima de un ladrillo.

En el caso de emplear el ClH , el residuo es una disolución de cloruro de zinc ($Cl_2 Zn$); la disolución filtrada se concentra por evaporación y se calienta hasta el rojo en una cápsula.

103. Preparación del hidrógeno por descomposición del agua por el sodio (fig. 80). — Llenar un recipiente con agua, y sobre ella, mantener invertida una probeta igualmente llena de agua. Luego cortar unos pedacitos de sodio y envolverlos en una tira de tela metálica.

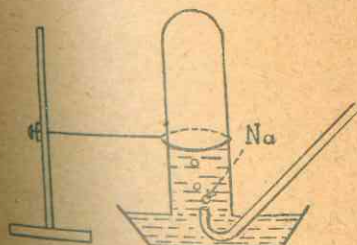


Fig. 80. - Preparación del hidrógeno por descomposición del agua por el sodio.

104. Mezcla detonante (hidrógeno + oxígeno) fig. 81. — Llenar una botella con $1/3$ de O_2 y $2/3$ de H_2 ; envolverla con un tra-

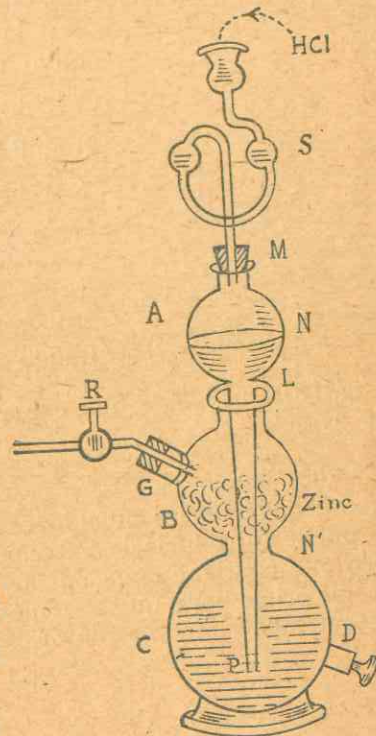


Fig. 79. - Aparato de Kipp

— mantener invertida una probeta igualmente llena de agua. Luego cortar unos pedacitos de sodio y envolverlos en una tira de tela metálica.

Con una pinza, introducir estos trocitos de sodio debajo de la boca de la probeta. El desprendimiento del H_2 es instantáneo. El residuo es una base, llamada hidróxido de sodio $Na(OH)$, que se reconocerá por medio de la fenolftaleína (tomará color rosado).

po; inclinar la botella boca abajo, destaparla y aproximar el orificio a la llama de una vela.

Para hacer las pompitas de jabón explosivas (fig. 82), llenar con la mezcla detonante una campana tubular o una vejiga de caucho, a la cual se adapta un tubo de desprendimiento cuya extremidad penetra en el agua de jabón (emplear un mortero metálico); si se consigue que suban las pompitas (empleo de la pipa), encenderlas al vuelo; en el caso contrario prender fuego a la masa espumosa formada en el mortero, habiendo previamente sacado el tubo de desprendimiento en comunicación con la campana. Se puede preparar fácilmente la mezcla de los gases $H_2 + O$, haciendo la electrólisis de agua

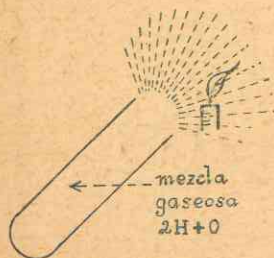


Fig. 81. - Mezcla detonante

(fig. 83); los gases que salen por el tubo se recogen en la cuba de agua.

105. **Liviandad del hidrógeno** (fig. 82). — Hacer pompitas de jabón; encenderlas cuando se elevan en el aire; para obtenerlas se puede introducir la extremidad del tubo abductor en un mortero que contiene agua de jabón, a la cual se agregan unas gotas de glicerina para que sea más viscosa, o bien se une el tubo abductor con el cañón de una pipa en

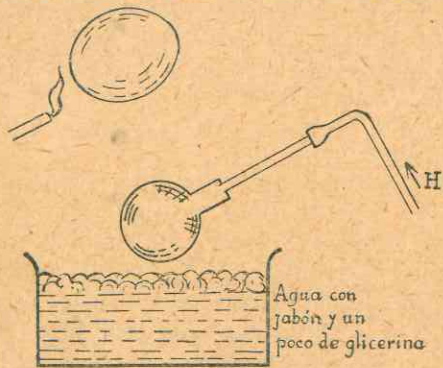


Fig. 82. - Pompitas de jabón explosivas y liviandad del hidrógeno

cuyo hornillo se echa el agua de jabón (dar un golpecito con la mano en el cabo de la pipa para que se desprendan las pompitas).

Comprobar la liviandad del H por el trasiego o paso del gas de una probeta a otra (fig. 84); encender el gas trasvasado; notar el chillido producido cuando se mezcla con el aire.



Fig. 83. - Electrólisis del agua

106. **Difusibilidad del hidrógeno** (figs. 85-86). — Mantener boca abajo un frasco lleno de H; taparlo con una hoja de papel secante; voltear luego el frasco boca arriba, aproximar una cerilla encendida, a unos centímetros encima del papel:

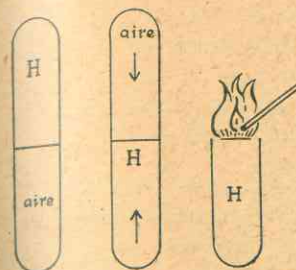


Fig. 84. - Liviandad del hidrógeno. Traslado del hidrógeno

el H atraviesa la hoja de papel y se enciende al poco rato.

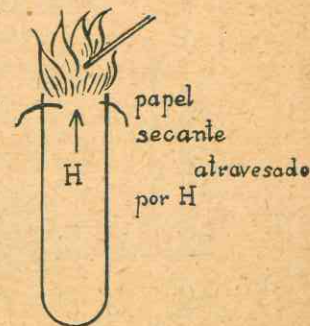


Fig. 85. - Difusibilidad del hidrógeno

107. **El hidrógeno es combustible pero no comburente** (figura 87). — Aproximar una cerilla encendi-

da o una vela a la boca de la probeta, el gas arde con llama apenas visible; la cerilla introducida en la probeta se apaga, y vuelve

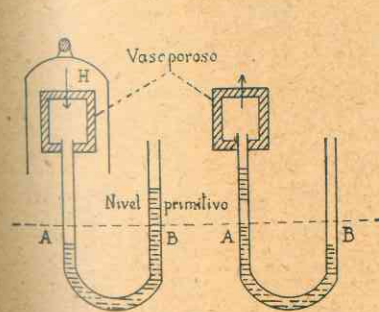


Fig. 86. - Difusibilidad del hidrógeno

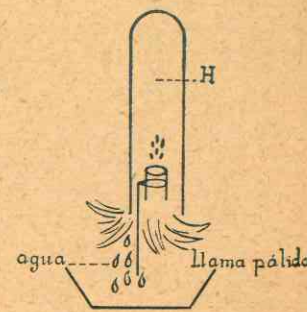


Fig. 87. - El hidrógeno es combustible

a encenderse a la salida al contacto de la llama del H que arde en el orificio de la probeta.

108. **Armónica química** (fig. 88). — Introducir en un tubo largo (0,60 cm.) y ancho (3 cm.), llama de hidrógeno. Observar el alargamiento que sufre la llama, acompañado de la producción de un sonido agudo.

109. **Diferencia entre el H atómico o naciente y el molecular** (fig. 89). — El H atómico o naciente tiene un poder reductor que

no posee el gas libre; *comprobación*: echar en dos tubos de ensayo una disolución acuosa de permanganato de potasio acidulada con SO_4H_2 ; en el primero hacer pasar la corriente de H purificado, notar que el permanganato no se descolora (hidrógeno molecular, H_2); en el segundo tubo, echar limaduras de zinc; observar que a los pocos instantes el permanganato se descolora, reducido por el H naciente, (acción del SO_4H_2 de la disolución sobre el zinc).

Los residuos de toda clase de sales de plata se reducirían a plata metálica, tratándolos en una cápsula por un poco de SO_4H_2 diluido y unos pedazos de zinc.

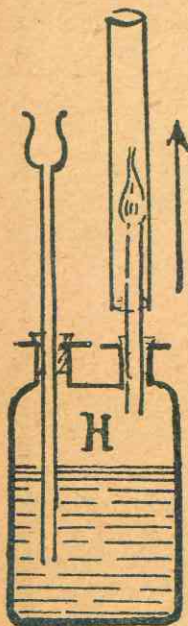


Fig. 88. - Armónica química

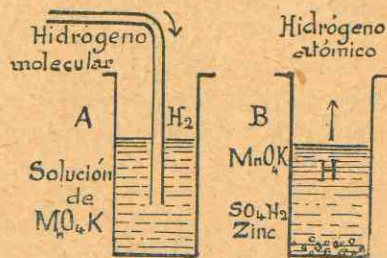


Fig. 89. - Diferencia entre el hidrógeno atómico y el molecular

110. Poder reductor del hidrógeno (fig. 90). — Tomar unos dos gramos de óxido de cobre (Cu O) negro, esparcirlo en el tubo de reducción; hacer pasar H seco; cuando haya salido todo el aire calentar el (Cu O) y observar; el H se enciende en la punta del tubo (llama verde a causa de los polvillos de (Cu O) arrastrados), pero poco después se apaga por la salida del vapor de agua que resulta de la reducción de (Cu O); el fenómeno se verifica con gran elevación de temperatura, queda en el tubo, cobre rojo.

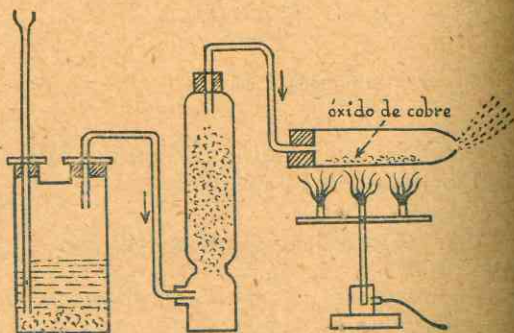


Fig. 90. - Poder reductor del hidrógeno

RESUMEN

HIDROGENO: H—

Estado natural	{	En estado de combinación : existe en el agua y en numerosos compuestos minerales y orgánicos.	
		En estado libre : existe en el gas natural que se desprende de ciertos pozos petrolíferos	
Preparación	{	1º Descomposición de un ácido (SO_4H_2 o ClH), por un metal (hierro o zinc) \nearrow $\text{SO}_4\text{H}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{SO}_4\text{Zn} + \text{H}_2$	
En los laboratorios		2º Descomposición del agua: a) por la corriente eléctrica (voltámetro) $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2 \nearrow$ b) algunos metales \nearrow $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$	
En la industria	{	1º Por el gas de agua .	
		2º Por descomposición del vapor de agua por el hierro a la temperatura del rojo.	
Físicas	{	Gas incoloro, inodoro, insípido, poco soluble en agua. Se licúa difícilmente. Densidad: es el más liviano de todos los gases: $D = 0,069$. Un litro de hidrógeno pesa 0 g. 089. Muy difusible : atraviesa fácilmente los vasos porosos.	
Químicas ..		{	1º El hidrógeno es combustible $\left\{ \begin{array}{l} \text{Tiene gran afinidad para el oxígeno, desde luego no comburente.} \\ \text{Con el oxígeno o el aire forma mezcla detonante.} \\ \text{Llama pálida, muy calorífica (soquete oxhídrico).} \\ \text{Como producto de combustión da agua:} \\ \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} \\ \text{Experimento de la armónica química.} \end{array} \right.$

Propiedades

Químicas
(Cont.)

2º El hidrógeno tiene un **poder reductor energético** (reducción del óxido de cobre).



Características del hidrógeno

{ Muy liviano y muy difusible.
{ Arde con llama pálida dando agua.

Aplicaciones

En los laboratorios

{ Es utilizado como reductor.

En la industria

{ Inflar globos.
{ Alimentar el soplete oxiídrico.
{ Fabricar amoníaco (síntesis).
{ Hidrogenar (combustibles sólidos (carbón, lignito) o líquidos (aceites de petróleo, alquitranes, etc.).

Hidrógeno atómico y molecular.

El **hidrógeno atómico** o naciente (H), es el hidrógeno en el momento de su producción; es muy activo.

El **hidrógeno molecular** (H₂), es el hidrógeno libre; menos activo que el atómico.

Reducción. — Operación opuesta a la oxidación; ésta combina el O. con una sustancia; y aquélla lo separa.

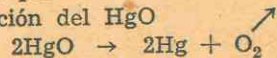
Análisis. — Descomposición de un compuesto en diferentes cuerpos simples, ejemplo: descomposición del agua acidulada por la corriente eléctrica (voltámetro).

Clases

{ **Cualitativo:** investiga las especies de sustancias que existen en un cuerpo compuesto.
{ **Cuantitativo:** determina las proporciones exactas de las sustancias indicadas por el primero.

Análisis cualitativo de una sustancia inorgánica

Por vía **seca:** por la acción del calor. Ejemplo: descomposición del HgO



Por vía **húmeda:** por medio de soluciones acuosas de naturaleza conocida llamada **reactivos**.

Ejemplo: tratar los cloruros por nitrato de plata.



↓
precipitado blanco

Síntesis. — Operación contraria del análisis. Reúne los elementos separados del análisis para combinarlos y reconstituir el compuesto primitivo.

Ejemplo: combinar el H y el O (separados del H₂O por el voltámetro por medio de la chispa, para reconstituir el agua.

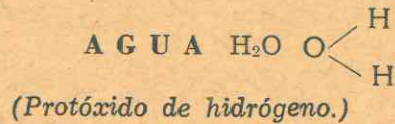
CAPITULO VII

AGUA COMUN Y AGUA OXIGENADA

I — PARTE TEORICA



Sumario: 111. El agua: estado natural. — 112. Elementos del agua. Síntesis. — 113. Propiedades del agua. — 114. Aguas potables. — 115. Aguas minerales. — 116. Purificación de las aguas. — 117. Agua destilada. — 118. Hielo. — 119. Electrólisis del agua (análisis). — 120. Leyes de Faraday. — 121. Teoría iónica: Electrólisis de las sales. — 122. Agua oxigenada. — 123. Catálisis.



Historia. — Durante mucho tiempo el agua se consideró como un elemento. En 1781, Cavendish notó que el hidrógeno, al arder, formaba agua; en 1783, Lavoisier y Meunier hicieron la síntesis y el análisis del agua, y demostraron que es una combinación de hidrógeno y oxígeno

111. Estado natural. — El agua es un cuerpo abundante y generalizado en la naturaleza. En estado líquido, constituye los mares, los ríos, los lagos. En estado sólido, forma los glaciares, las nieves perpetuas y, finalmente, en estado de vapor, en la atmósfera, donde su presencia se manifiesta por fenómenos higroscópicos, o por la producción de meteoros acuosos: rocío, escarcha, neblina, nubes, etc.

Encontramos igualmente el agua en los organismos vivos y en todos los alimentos. El agua constituye, de esta manera, el 70 % del peso del cuerpo humano; 70 % en la sangre; 80 % en la carne y hasta el 90 % en la fruta.

112. Composición del agua. — El agua pura resulta de la combinación del hidrógeno con el oxígeno.

En peso: { H2 = 2 grs. O = 16 grs. En volumen: { H2 = 2 v. O = 1 v.

Síntesis eudiométrica. — Se comprueba que el agua está formada de dos volúmenes de H combinados con un volumen de O haciendo la síntesis del agua, es decir, combinando los gases H y O, y notando exactamente en qué proporción se verifica la combinación.

El eudiómetro de mercurio es un tubo de vidrio graduado, grueso, de unos 20 a 25 cms. de largo y 10 a 12mm de diámetro. La parte superior del tubo lleva dos alambres de platino; sus puntas interiores (entre las cuales saltará la chispa) distan de uno a dos milímetros.

El eudiómetro estando lleno de mercurio e invertido en la cuba profunda, se introducen en él 100 c.c. de H y 100 c.c. de O, tomando la precaución de efectuar las medidas a la presión atmosférica (fig. 91-I).

Entonces se hace saltar la chispa; se combinan el O y el H con formación y condensación de vapor de agua. El mercurio sube en el tubo (fig. 91-II) y en su superficie se nota la formación de una pequeña cantidad de agua. El gas sobrante, enfria-

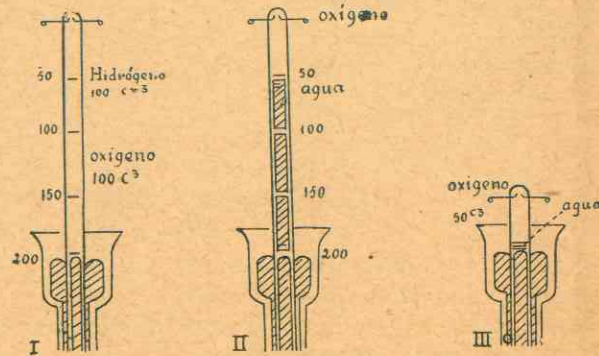


Fig. 91. - Síntesis del agua en volumen por el eudiómetro de mercurio

do, y elevado a la presión atmosférica (fig. 91-III) ocupa un volumen de 50 c.c. es oxígeno. De los 150 volúmenes desaparecidos para formar agua hay, pues, 50 volúmenes de O y 100 volúmenes de H. o sea, 2 volúmenes de H por uno de O.

Síntesis del agua en peso (método de Dumas) (fig. 92). Principio del método. — El H es un reductor, reduce en caliente el óxido de cobre dando agua y cobre metálico. Dumas utilizó esta propiedad para realizar la síntesis del agua en peso.

Se hace llegar una corriente de hidrógeno, purificado y seco, a un balón que contiene óxido de cobre calentado al rojo.

Una parte del vapor de agua formada se condensa en un segundo balón; lo sobrante es absorbido por una serie de tubos desecadores.

El experimento terminado, se mide el peso del agua formada y la pérdida de peso del óxido; esa pérdida es el peso del O, que entra en la composición del agua. La diferencia entre el peso del agua y la del O da el peso del H.

Dumas encontró que a 100 grs. de agua corresponden 88,89 grs. de O y 11 grs. de H; lo que corresponde a una relación de $\frac{8}{1}$ ó $\frac{16}{2}$.

113. Propiedades físicas del agua.

Estados. — El agua existe en la naturaleza bajo tres estados:

- a) líquido: en los mares, ríos, lagos.
- b) sólido: en forma de nieve o hielo en las altas montañas.
- c) gaseoso: en la atmósfera.

El agua pura es inodora, insípida, incolora vista en poco espesor, azulada en capas de mucha profundidad.

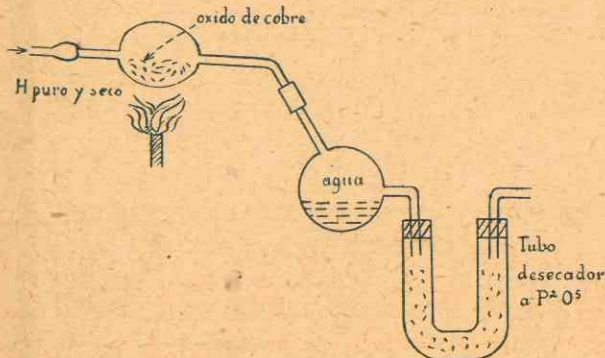


Fig. 92. - Síntesis del agua en peso. Método de Dumas

La densidad del agua a 4°C., se toma como unidad para la determinación de la densidad de los líquidos y sólidos.

El agua entra en ebullición a 100°C. a presión normal. La densidad del vapor de agua es de 0,622.

El agua como disolvente. El agua es el disolvente por excelencia de muchas sustancias.

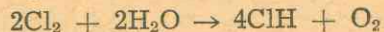
Disuelve:

- a) sólidos: sales, azúcar, jabón, etc.
- b) líquidos: ácidos: sulfúrico, nítrico; alcohol, etc.
- c) gases: anhídridos: carbónico, sulfuroso; ácido clorhídrico, amoníaco, etc.

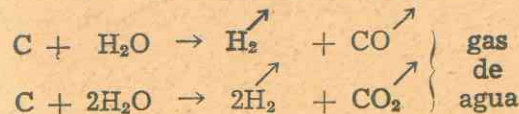
En general, los líquidos y los sólidos son más solubles en agua caliente que en agua fría. Lo contrario sucede con los gases.

Propiedades químicas. — Es muy estable. Se disocia a 1600°C. en H y O, en presencia del platino al rojo, o a 2500°C., haciendo pasar el vapor de agua por un tubo de porcelana calentado al rojo vivo.

El cloro descompone el agua y se une con el hidrógeno.



El carbono (fig. 93) al rojo, descompone el agua, dando una mezcla combustible de hidrógeno, óxido de carbono (CO) y anhídrido carbónico (CO₂), conocida bajo el nombre de gas de agua.



El potasio, el sodio (fig. 94) descomponen el agua en frío dando H y formación de potasa cáustica KOH o de soda cáustica NaOH que azulean el tornasol enrojecido:

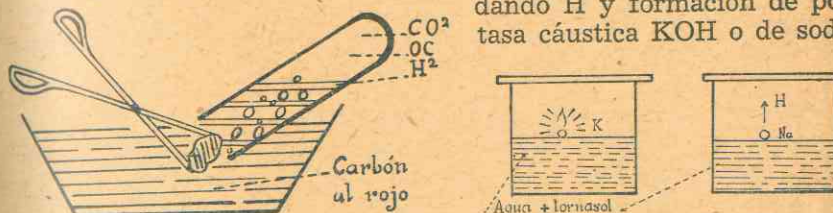
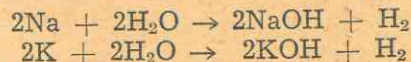


Fig. 93. - Descomposición del agua por el carbón al rojo

Fig. 94. - Descomposición del agua por el potasio y el sodio

cáustica NaOH que azulean el tornasol enrojecido:



El calor desprendido es tan intenso que el metal se funde, toma forma esférica y se desplaza en la superficie del líquido. En el caso del potasio, el H se inflama y arde con llama color rojo violáceo, por los vapores de potasio.

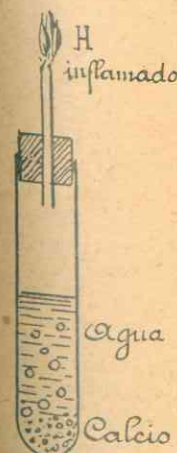


Fig. 95. - Descomposición del agua por el calcio

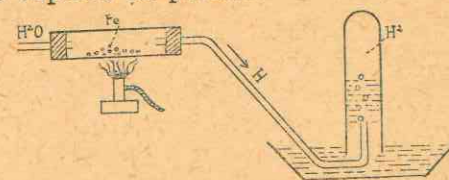
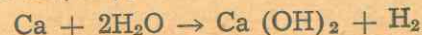


Fig. 96. - Descomposición por el hierro al rojo

El calcio (fig. 95), descompone también el agua en frío, dando H y formación de un residuo de cal apagada Ca(OH)₂:



El hierro (fig. 96), menos oxidable que los metales anteriores, descompone el agua al rojo con formación de óxido salino de hierro (Fe₃O₄):

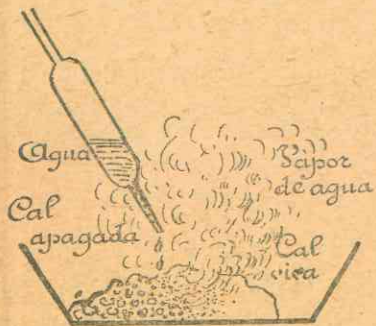


Fig. 97. - Acción del agua sobre la cal viva

Los anhídridos: carbónico, sulfuroso, fosfórico, dan respectivamente con el agua, los ácidos: carbónico, sulfuroso y fosfórico.

Ciertos óxidos metálicos o básicos (fig. 97), con el agua, dan hidróxidos o bases que azulean la tintura de tornasol enrojecida por un ácido.



AGUAS NATURALES

114. El agua natural es una mezcla de composición muy variable, cuyo constituyente principal es el agua químicamente pura (H₂O).

El poder disolvente del agua explica la presencia en las aguas naturales de varios gases, anhídrido carbónico, oxígeno, nitrógeno atmosférico y de una gran cantidad de sustancias minerales (cloruros, sulfatos, nitritos y nitratos, carbonatos, sales de calcio, de magnesio) y sustancias orgánicas cuya naturaleza y proporciones varían según los terrenos atravesados por estas aguas.

AGUAS POTABLES

Definición: Son las aguas aptas para beber.

Caracteres del agua potable. — 1º Debe ser límpida, fresca en verano, inodora, sabor agradable.

2º Debe ser aireada, de lo contrario sería insípida e indigesta.

3º Contener cierta proporción de sales minerales (cloruros, sulfato y fosfato de sodio y magnesio) en una proporción de 0 gr. 1 a 0 gr. 5 por litro.

4º No contener materias orgánicas en descomposición.

5º No debe contener *microbios patógenos* capaces de producir enfermedades contagiosas: cólera, fiebre tifoidea, etc.

6º Debe *disolver el jabón* sin formar grumos y cocer bien las legumbres.

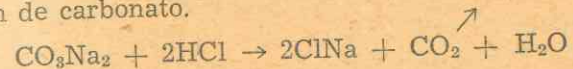
7º El *grado hidrotimétrico* no debe pasar en mucho de 22º.

Aguas selenitosas. — Son las que contienen más de 0,2 grs. de sulfato de calcio por litro.

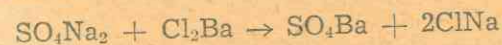
Aguas incrustantes. — Son aguas que llevan disueltas una gran cantidad de carbonato de calcio, debido a un exceso de ácido carbónico.

Reconocimiento de las impurezas del agua:

1º **Los carbonatos** (carbonato de sodio y magnesio) se reconocen echando en el agua algunas gotas de una solución de HCl. Se produce efervescencia tanto más intensa cuanto mayor sea la proporción de carbonato.



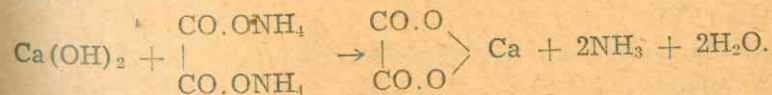
2º **Los sulfatos.** dan con el *cloruro de bario* un precipitado blanco de sulfato de bario, insoluble en el agua y ácido nítrico.



3º **Los cloruros,** dan con el *nitrate de plata* un precipitado blanco de cloruro de plata, insoluble en el agua, soluble en el amoníaco.



4º El **calcio** (al estado de hidróxido, de sulfato, cloruro, nitrato) da con el *oxalato de amonio* un precipitado blanco de oxalato cálcico:



5º **Los nitritos y nitratos** dan con *ácido sulfúrico* y la *brucina* una coloración roja; y con la *difenilamina* y *ácido sulfúrico* una coloración azul.

El reactivo de *Griess* (naftilamina en una disolución acética de ácido sulfanílico), permite reconocer trazas de *nitritos* en las aguas potables. Se forma una coloración roja. Esta reacción no la dan los *nitratos*.

6º **Las materias orgánicas.** Su presencia se comprueba con el *cloruro de oro*: el agua hervida con unas gotas de este reactivo

toma un color moreno a consecuencia de la reducción de la sal de oro. La disolución morada del permanganato de potasio se descolora, cuando se hierve con agua cargada de materias orgánicas.

Aguas crudas o duras. — Las aguas duras son aquellas que son ricas en sales de calcio o de magnesio. No pueden ser utilizadas en la industria ni en la alimentación.

La cantidad de estas sales se determina por el llamado ensayo "hidrotimétrico" que se basa en lo siguiente:

El agua destilada forma con el jabón una espuma persistente, mientras que el "agua dura" precipita poco a poco el jabón como sal insoluble de calcio y de magnesio.

Cuando esas sales han precipitado completamente, al agregar una nueva cantidad de jabón, se produce espuma.

El ensayo consiste, pues, en determinar la cantidad de jabón que es necesario agregar al agua, objeto del estudio, para que produzca espuma, comparándola con la que se debe agregar al agua destilada y a aguas potables.

AGUAS MINERALES

115. Llámense *aguas minerales* las que están dotadas de propiedades medicinales, ya por su temperatura, ya por las sustancias que llevan disueltas.

Son **termales** cuando su temperatura es fija y superior a 25° ó 30°. Contienen frecuentemente gas carbónico, bicarbonatos de sodio y calcio, sulfatos, cloruros, fosfatos, sales ferrosas. Las aguas de algunos manantiales tienen propiedades radioactivas.

Aguas minerales argentinas. — Entre las aguas minerales, podemos citar:

Las **clorosulfatadas**: del Borbollón (Mendoza), del Volcán (San Juan).

Las **ferruginosas**: en Rosario de la Frontera (Salta).

Las **sulfatadas**: de Copahué (Neuquén).

Las **alcalinas**: de Palau (Salta), de Villavicencio (Mendoza), de Copelina, Villa Albertina (Prov. de Bs. Aires), de San Salvador, de Saldán (Córdoba).

Entre las aguas termales, podemos citar:

La de Copahué (Neuquén), temperatura de 100°.



CANAL
de
clar.



D
n
p.
e
a.
s
p
a
n.
a
s
a
s

moreno a consecuencia de la reducción de la sal de ión morada del permanganato de potasio se desco- hierve con agua cargada de materias orgánicas.

las o duras. — Las aguas duras son aquellas que les de calcio o de magnesio. No pueden ser utili- lustria ni en la alimentación.

d de estas sales se determina por el llamado ensayo " que se basa en lo siguiente:

stilada forma con el jabón una espuma persistente, l "agua dura" precipita poco a poco el jabón como e calcio y de magnesio.

as sales han precipitado completamente, al agregar tidad de jabón, se produce espuma.

consiste, pues, en determinar la cantidad de jabón rio agregar al agua, objeto del estudio, para que ma, comparándola con la que se debe agregar al y a aguas potables.

AGUAS MINERALES

anse *aguas minerales* las que están dotadas de pro- niales, ya por su temperatura, ya por las sustancias ueltas.

les cuando su temperatura es fija y superior a 25° en frecuentemente gas carbónico, bicarbonatos de sulfatos, cloruros, fosfatos, sales ferrosas. Las aguas nantiales tienen propiedades radioactivas.

erales argentinas. — Entre las aguas minerales.

ulfatadas: del Borbollón (Mendoza), del Volcán (San

inosas: en Rosario de la Frontera (Salta).

adas: de Copahué (Neuquén).

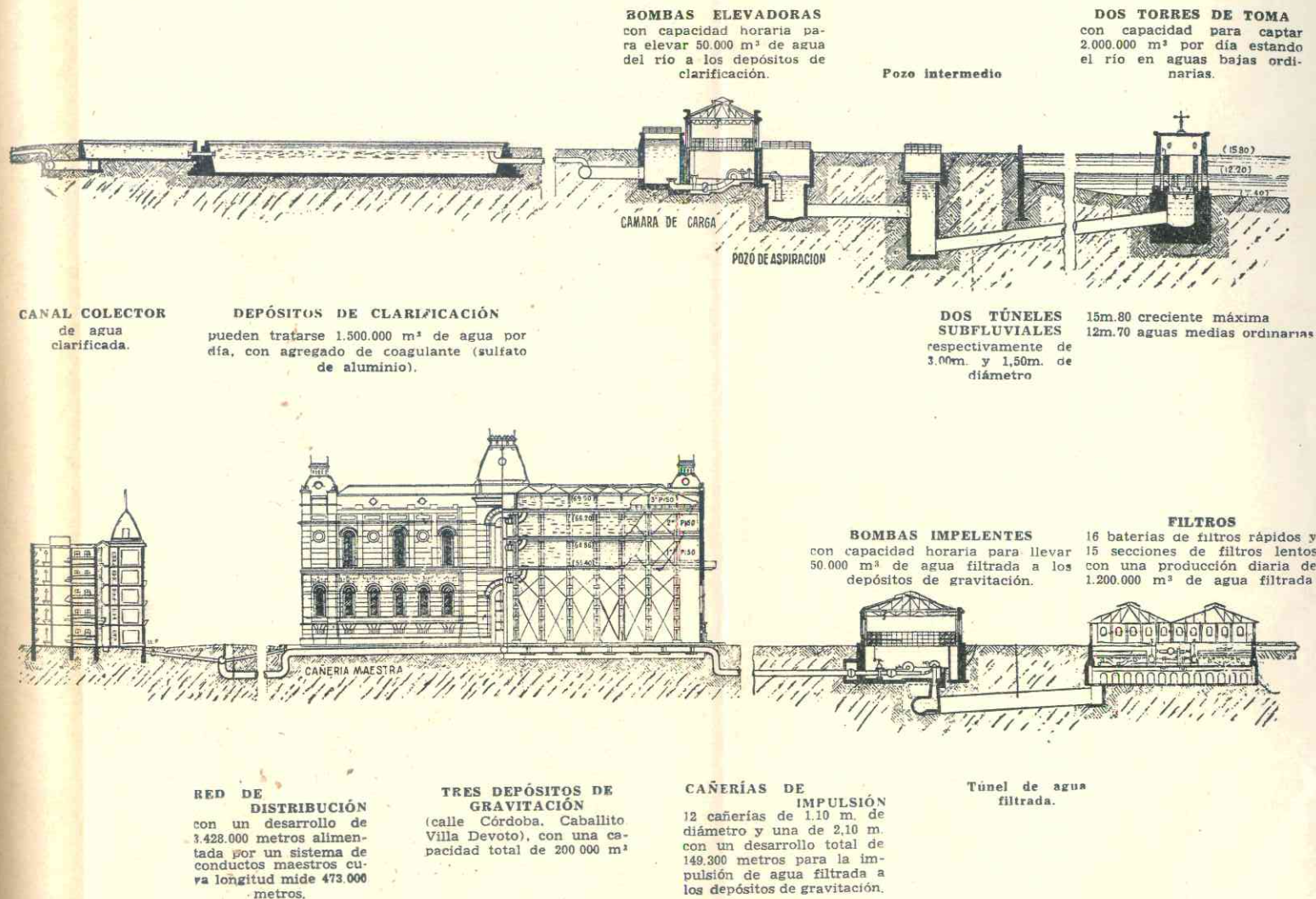
as: de Palau (Salta), de Villavicencio (Mendoza), pelina, Villa Albertina (Prov. de Bs. Aires), de San or, de Saldán (Córdoba).

guas termales, podemos citar:

opahué (Neuquén), temperatura de 100°.

PROVISION DE AGUA POTABLE A LA CIUDAD DE BUENOS AIRES

Plano esquemático de la marcha del agua desde la toma en el río hasta su distribución en la ciudad



Las del Puente del Inca (Mendoza)	34°.
La del Rosario de la Frontera (Salta)	90°.
La de Cacheuta (Mendoza)	40°.

PURIFICACION DE LAS AGUAS

116. Tiene por objeto destruir la totalidad o la mayor parte de los microbios.

La *epuración o purificación de las aguas* puede efectuarse por *filtración* o por *esterilización*.

I. — Por *filtración*. - Método doméstico. —

Los filtros empleados son placas o vasos porosos fabricados con porcelana de amianto o con porcelana ordinaria sin barnizar. El *filtro de Chamberland* (fig. 98) se compone de un cilindro llamado *bujía*. El agua llega bajo presión en el interior del filtro y al atravesar la pared porosa se despoja de las materias minerales y orgánicas que tenía en suspensión.

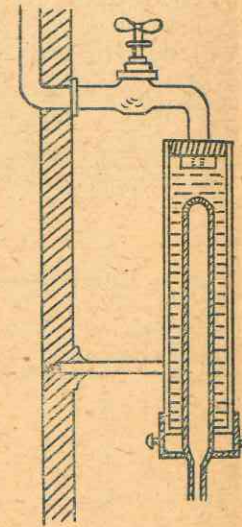


Fig. 98. - Filtro de Chamberland

Purificación en gran escala. Obtención del agua potable en la ciudad de Buenos Aires. (Ver lámina adjunta).

1º El agua es captada por una **torre de toma**, cuya capacidad está calculada para que penetre en ella 1.600.000 m³. de agua cada 24 horas.

2º De la torre de toma el agua pasa a la **cámara intermedia** por una cañería de 1.250 m. de largo y 3 m. de diámetro.

3º De la cámara intermedia pasa a los **pozos de aspiración**, de donde bombas la elevan a los **pozos de carga** (4) a razón de 1.500 m³. por hora.

5-6: Un caño de 3m.80 de diámetro lleva el agua a lo largo de los **depósitos de decantación** para ser repartida luego en las diferentes secciones de dichos depósitos, donde se inicia la depuración química. Esta operación consiste en precipitar por medio del aluminio férrico (coagulante), la arcilla y las materias orgánicas que el agua puede llevar en suspensión.

7º Después de haber recorrido los depósitos de clarificación el agua pasa a un canal colector que lo lleva a los **filtros lentos** (9-10) y a los **filtros rápidos** (8).

El agua, en los filtros rápidos, pasa por gravitación a través de una capa de arena de mucha más carga de agua que en los filtros lentos.

Cada metro cuadrado de superficie filtrante deja pasar 4.000 litros

de agua por hora a través de un **filtro rápido**, mientras que por un **filtro lento** pasa solamente 200 litros durante el mismo tiempo.

11: Después de atravesar los filtros de arena, el agua va acumulándose en las "**reservas cisternas**". situadas debajo de los filtros.

12º De las reservas cisternas, por medio de bombas impelentes, el agua es mandada a la ciudad por **líneas de bombeo**. Al ser bombeada se agrega al agua 0,1 — 0.2 grs. de cloro por m³. El bombeo hacia la ciudad se efectúa por medio de 12 caños de 1m.10 de diámetro y unos de 2m.10 que reparten el agua hacia grandes depósitos de gravitación, situados en Caballito, calle Córdoba y Río Bamba, en Villa Devoto y Constitución (en construcción).

De estos centros arrancan las redes de distribución domiciliaria.

II. — **Purificación de las aguas por esterilización.** — La esterilización mata los gérmenes contenidos en las aguas

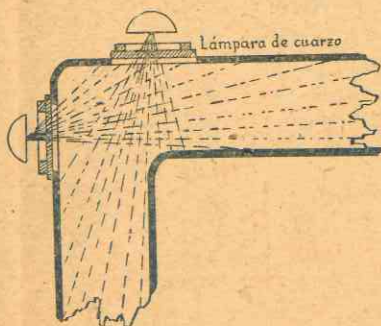


Fig. 99. - Esterilización del agua por los rayos ultravioletas

Puede obtenerse: a) por **ebullición** del agua a 100°C., procedimiento recomendado en tiempo de epidemia. b) Por la **acción de los rayos ultravioletas** (fig. 99) producidos por una fuente de luz eléctrica. Estos rayos tienen propiedades bactericidas. Se utiliza a tal efecto una lámpara de cuarzo, que se deja atravesar por estos rayos. Se coloca dicha lámpara sumergida en el agua o bien colocada en un recodo de la cañería. c) Por **el ozono**. El agua a esterilizar atraviesa una serie de columnas verticales, mientras el agua ya ozonizada circula

en sentido opuesto. d) **La cloración** es una esterilización por el agua de cloro. En la javelización se utiliza el cloro a la dosis de 1 a 4 miligramos por litro. En la **verdunización** (empleada durante la gran guerra en Verdún) la dosis se reduce a 0,1 de mgr. por litro. Este último método favorece, al parecer, la producción de las vitaminas.

117. **Agua destilada.** — Es el agua pura obtenida por destilación y condensación del agua natural. Esta destilación puede efectuarse, sea por medio de una retorta y un balón sumergido en agua fría, (**destilación simple**) (figura 100); ; sea por aparatos especiales llamados alambiques (fig. 101).

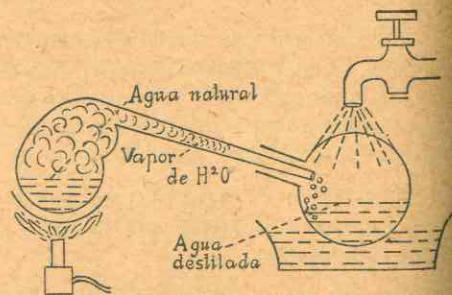


Fig. 100. - Destilación simple

El alambique consta de una caldera, de un capitel, y de un serpentín rodeado de agua fría que sirve de refrigerante. Conviene perder las primeras cantidades del agua que se destila, o sea 1/3 aproximadamente, porque en ellas hay aire y a veces también rastros de carbonato de amoniaco proveniente de

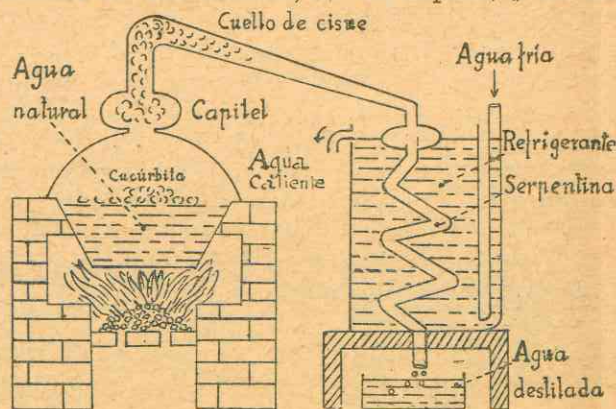


Fig. 101. - Alambique

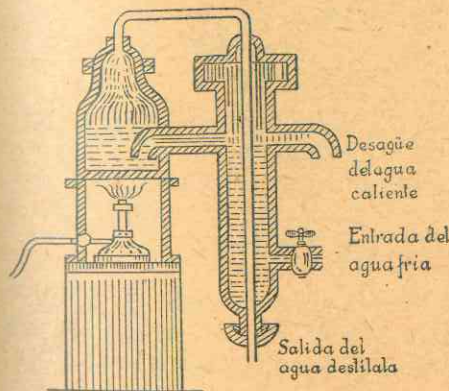


Fig. 102. - Aparato de destilación continua

la descomposición de las materias orgánicas que suele tener el agua. Debe suspenderse la operación una vez recogida las 2/3 partes, a fin de evitar que las sales de calcio y el cloruro de sodio que el agua tiene en disolución, sean arrastradas por las últimas partes del líquido.

Para la destilación continua del agua debe emplearse el aparato de la figura 102.

118. **Hielo.** — Es el agua solidificada a 0°C. La conversión de un gramo de agua líquida en hielo a 0°C., requiere la pérdida de 79 calorías.

El agua sólida (hielo) se funde a una temperatura que se ha tomado como punto cero del termómetro:

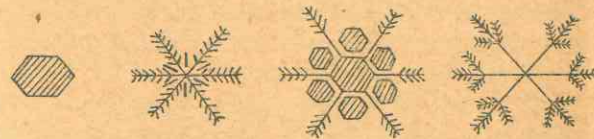


Fig. 103. - Cristales de nieve

cristaliza en prismas exagonales (figura 103) que pueden verse en los copos de nieve. Durante la **solidificación** el agua aumenta en

volumen; su *densidad* disminuye: es de 0,916; por eso flota el hielo en la superficie del agua.

Puede comprobarse esta dilatación por medio de una botella llena de agua y tapada con un corcho asegurado por medio de un alambre. La botella es introducida en una mezcla frigorífica; al cabo de unos instantes se oye un ruido seco producido por la ruptura de la botella. La *dilatación del hielo* produce la ruptura de los caños, el quebrantamiento de las piedras; raja los troncos de los árboles cuando se hiela la savia.

El hielo es *plástico*, es decir, que se amolda a los obstáculos como sucede con los glaciares.

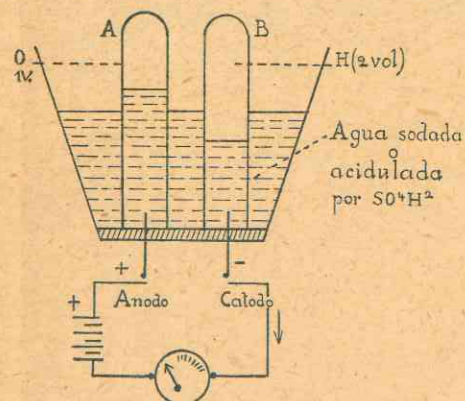


Fig. 104. - Voltámetro

119. Electrólisis del agua.
— La *electrólisis del agua* es la descomposición de este líquido por medio de la *electricidad* (análisis).

Esta operación se realiza por medio del *voltámetro* (figura 104).

El *voltámetro* se compone de un vaso cuyo fondo está atravesado por dos alambres o láminas de platino que son los *electrodos*.

El electrodo positivo o *ánodo* está unido al polo positivo de una pila; el electrodo negativo o *cátodo* comunica con el polo negativo de la pila. Dos probetas A y B completan el aparato.

Marcha de la operación. — Estando el voltámetro lleno de *agua pura* y en comunicación con la pila no pasa ninguna corriente ni se produce ningún fenómeno.

Reemplazamos el agua pura por agua acidulada (SO_4H_2) o por soda cáustica NaOH (solución básica), e invertimos las dos probetas A y B llenas de agua sobre los *electrodos*. Establecida la comunicación con la pila, la corriente pasa. El agua acidulada o básica es, pues, conductora.

Al mismo tiempo, burbujas gaseosas aparecen sobre los *electrodos* y se reúnen en la parte superior de las probetas, en proporción siempre doble en el *cátodo*. Además podemos averiguar que los gases recogidos son: oxígeno en A (*ánodo*) e hidrógeno en B (*cátodo*).

Al final de la operación la cantidad de SO_4H_2 no ha disminuído, de donde deducimos que los gases recibidos provienen de la descomposición del agua.

120. Leyes de Faraday (1830):

1º Cuando una corriente eléctrica descompone un *electrólito*, el peso de los iones puestos en libertad es proporcional a la cantidad de *electricidad*.

- Sea: Q — Cantidad de *electricidad* (en culombios).
p — Peso de los iones puestos en libertad.
E — Coeficiente específico (peso de *electrólito* puesto en libertad por 1 culombio o unidad de cantidad de *electricidad*).



FARADAY, Miguel

Nació en Inglaterra en el año 1791 y murió en 1867. Físico y químico, se distinguió por sus trabajos: corrientes de inducción, *electrólisis*, magnetismo, *liquidación de los gases*.

Si a 1 culombio le corresponden E peso de iones puestos en libertad, a Q culombios le corresponderán x o p iones.

$$\text{Luego } p = Q E \quad (1)$$

2º El peso de los iones puestos en libertad es el mismo en todos los *electrodos del circuito*.

3º Cuando una corriente atraviesa simultáneamente varios *electrólitos* los pesos de los iones puestos en libertad son proporcionales a sus *equivalentes químicos*.

Equivalente químico. — Es el cociente del peso atómico de un elemento dividido por su *valencia*. Corresponde a la cantidad de sustancia puesta en libertad por 96.500 culombios.

Ejemplos: 96.500 culombios atravesando un *electrólito* de una sal de plata, ponen en libertad:

$$\frac{108}{1} = 108 \text{ grs. de plata.}$$

$$\text{Plata } \left\{ \begin{array}{l} \text{p. a.} = 108 \\ \text{valencia} = 1 \end{array} \right.$$

Tratando: 1º a un *electrólito* de una sal cuprosa.

$$\frac{63,57}{1} = 63,5 \text{ grs. de cobre.}$$

$$\text{Cobre } \left\{ \begin{array}{l} \text{p. a.} = 63,57 \\ \text{valencia} = 1 \end{array} \right.$$

2º de una sal cúprica

$$\frac{63,57}{2} = 31,5 \text{ grs.}$$

$$\text{Cobre} \begin{cases} \text{p. a.} = 63,57 \\ \text{valencia} = 2 \end{cases}$$

Equivalente electroquímico. — Es la cantidad de sustancia puesta en libertad por un culombio.

Ejemplo:

96.500 culombios ponen en libertad 108 grs. de plata.

1 culombio pondrá en libertad ... x

$$\text{de donde } x = \frac{108}{96.500} \text{ o sea: } 0,00111 \text{ grs.}$$

TEORIA IONICA

121. **Electrólisis de las sales.** — Para explicar los fenómenos día la teoría iónica propuesta por el químico sueco *Svante Arrhenius*.



ARRHENIUS, Svante

Nació en Suecia, en 1859. Se particularizó en los estudios electroquímicos y en la teoría de la disociación.

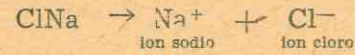
Basándose en esta teoría se admite que las moléculas de los *electrólitos*, por el mero hecho de estar disueltas en el agua, se disocian, es decir, se separan en dos partes llamadas *iones*. Así, por ejemplo: el cloruro de sodio (ClNa) dará el ion Na y el ion Cl; el ácido nítrico (NO₃H) dará el ion H y el ion NO₃; el sulfato de cobre (SO₄Cu) dará el ion Cu y el ion SO₄.

Estas partículas se mueven en todas direcciones en la disolución como si fuesen moléculas independientes; por ello se les da el nombre de iones, es decir, "errantes".

Cada ion lleva una carga eléctrica especial, positiva o negativa; siendo igual el número de iones de cada electricidad, la suma de las diferentes cargas positivas es siempre igual a la carga negativa, y la disolución es eléctricamente neutra.

Representando la carga positiva por el signo +, y la negativa

por el signo —, la disociación o ionización del cloruro de sodio en el agua se expresará por:



y la del ácido sulfúrico:

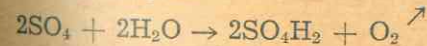


Quando la corriente eléctrica atraviesa la disolución de un *electrólito* hay transporte de los iones, los iones cargados de electricidad positiva son atraídos hacia el *polo negativo* o *cátodo* y se llaman *cationes*; los cargados de electricidad negativa caminan hacia el *polo positivo* o *ánodo* y se llaman *aniones*.

Ejemplo: *descomposición electrolítica del sulfato de cobre* (SO₄Cu) fig. 105. — La ionización de esta sustancia da:



El anión SO₄⁻⁻ se neutraliza en el ánodo dando SO₄ inestable, que reacciona con el agua regenerando SO₄H₂ y desprendiendo oxígeno:



El ion Cu⁺⁺ se deposita en el cátodo.

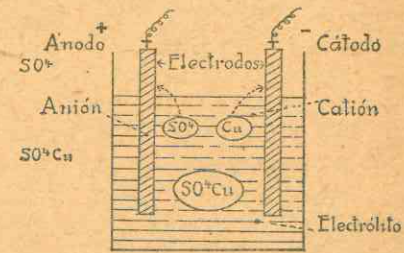


Fig 105. — Electrólisis del sulfato de cobre.

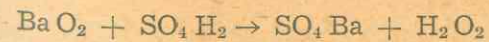
AGUA OXIGENADA O PEROXIDO DE HIDROGENO



122. **Estado natural.** — Existe en la atmósfera en pequeña cantidad.

Preparación. — Thénard descubrió el agua oxigenada en 1818, mientras estaba estudiando la acción del ClH sobre el bióxido de manganeso.

Habitualmente, para la preparación del agua oxigenada se parte del peróxido de bario, tratado con SO₄H₂. Durante la reacción el bario se precipita en estado de sulfato de bario, sal insoluble.

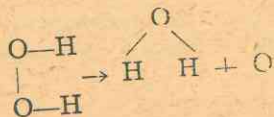


Puede entonces añadirse una nueva cantidad de BaO₂ y la primera reacción vuelve a producirse, y así sucesivamente.

Propiedades físicas. — El agua oxigenada concentrada es un

líquido incoloro, casi inodoro, de sabor metálico, de consistencia aceitosa. Su densidad es de 1,45.

Propiedades químicas. — El agua oxigenada es muy inestable, descomponiéndose en:

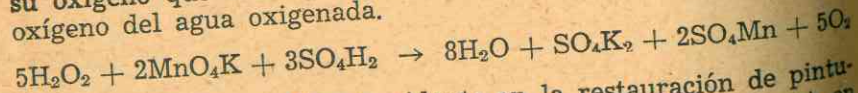


a) Es de gran poder oxidante.

Puede descomponerse en presencia de un cuerpo poroso el cual no se oxida: carbón, bióxido de manganeso, musgo de platino. Esta reacción puede utilizarse para dosificar el O del agua oxigenada, es decir, para medir la cantidad de O que suministra la unidad de volumen: si 1 c.c. de H₂O₂ en contacto con MnO₂, da 15 c.c. de O, se dice que es agua oxigenada a 15 volúmenes; el H₂O₂ comercial lo es a 10 ó 12 volúmenes; el H₂O₂ pura podría dar 475 volúmenes de oxígeno.

b) Oxida los cuerpos puestos en su contacto (S. Mg. Fe, etc.), descomponiéndose; varios óxidos: cal (CaO), barita (BaO), óxido ferroso (FeO), etc., transformándolos en peróxidos. Ejemplo: BaO₂, o sea, peróxido de bario.

c) Algunos sulfuros pasan a sulfatos: SPb, SCu → SO₄Pb, SO₄Cu. El H₂O₂ puede descomponerse en presencia de ciertos cuerpos los cuales pierden también su oxígeno; el permanganato de potasio (MnO₄K) acidulado con SO₄H₂ se descolora, pierde su oxígeno que se desprende; al mismo tiempo se desprende el oxígeno del agua oxigenada.



Aplicaciones. — Como oxidante en la restauración de pinturas al óleo, transformación de sulfuro de plomo SPb (negro) en sulfato (SO₄Pb) blanco; como decolorante: blanqueo de plumas, pelo, cuerno, lana, huesos, marfil; en medicina, como antiséptico y desinfectante, etc.

CATALISIS.

123. En el año 1836 Berzelius, llamó fenómenos catalíticos a una serie de reacciones cuya velocidad de reacción es acelerada por una parte infinitesimal de una sustancia llamada catalítica, sin que ésta sufriera transformación. Ejemplo: el musgo de platino, metales en polvo, etc.

El fenómeno recibió el nombre de *catalisis* (lo que significa deslizamiento).

Catalizadores. — Son cuerpos que por su presencia hacen variar la velocidad de una reacción.

Clases. — Los catalizadores pueden ser positivos o negativos. Los *catalizadores positivos* son aquellos que aceleran la velocidad de reacción. Ejemplo: el bióxido de manganeso en la preparación del oxígeno por el clorato de potasio; la transformación del SO₂ en SO₃ por medio del musgo de platino.

Los *catalizadores negativos* son aquellos que retardan la velocidad de reacción. Ejemplo: mínimas cantidades de SO₄H₂ impiden la descomposición del agua oxigenada en H₂O; el alcohol etílico impide la descomposición del cloroformo. El SO₄H₂, el alcohol son catalizadores negativos, en estos casos.

EJERCICIOS

EL AGUA

1. ¿Cuál es aproximadamente la masa de oxígeno disuelta en un metro cúbico de agua bien aireada que contiene 24 cm.³ de gas disuelto por litro de agua cuyos 33 % es de oxígeno. ¿Cuál es la función de este oxígeno?
2. Se trata un litro de agua selenitosa por una solución de cloruro de bario en exceso. El precipitado previamente desecado pesa 2,33 gr. ¿Cuál es la masa del SO₄Ca, 2H₂O contenida en un litro de aquella agua?
3. Se tratan 250 cm.³ de agua de fuente con una solución que contiene 17 gramos de nitrato de plata por litro. Sabiendo que se ha empleado 2,5 cm.³ de esta solución para que todo el cloruro de sodio se haya transformado en cloruro de plata. Calcular la cantidad de cloruro de sodio contenido en un litro de agua de esta fuente.

PREGUNTAS

- Maneras de reconocer las sustancias minerales disueltas en las aguas de fuente.
- Describir los experimentos sencillos que permiten reconocer la constitución química de estas sales minerales.
- Importancia práctica y geológica de las sustancias disueltas en las aguas de fuente.

II — PARTE EXPERIMENTAL

☆

Sumario: 124. Extracción de los gases del agua. — 125. Determinación del grado hidrotimétrico. — 126. **Electrólisis del agua.** — 127. **preparación del agua oxigenada.** — 128. Poder oxidante del agua oxigenada. — 129. Poder reductor del agua oxigenada. — 130. Reconocimiento del agua oxigenada.

124. **Extracción de los gases del agua** (fig. 106). — Para averiguar la presencia de los gases disueltos en el agua y poderlos recibir, llenar de agua un balón cuyo tapón esté atravesado por un tubo encorvado lleno de la misma agua y comunicando con una probeta a mercurio. Calentar. El agua se dilata y pasa en parte arriba del mercurio; luego, los gases disueltos se desprenden y pasan a la parte superior de la probeta.

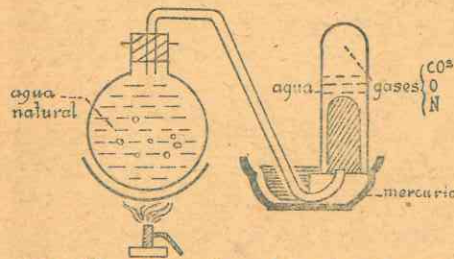


Fig. 106. - Extracción de los gases del agua.

Los gases recogidos se componen casi únicamente de anhídrido carbónico (CO_2), oxígeno (O) y nitrógeno (N) atmosférico.

125. **Hidrotimetría.** — Operación que consiste en determinar y dosificar las sustancias disueltas en el agua.

Determinación del grado hidrotimétrico. — Para determinar el grado hidrotimétrico del agua se emplean los líquidos y aparatos siguientes (fig. 107).

1º Un líquido de prueba o hidrotimétrico, obtenido disolviendo 100 grs. de jabón blanco en 1600 grs. de alcohol a 90°C ., añadiendo, después que se haya filtrado, 1000 grs. de agua destilada.

2º Un líquido normal preparado disolviendo 0 grs. 25 de cloruro de calcio en 1000 grs. de agua.

3º Un frasco de ensayo de una capacidad de unos 80 c.c. que lleve cuatro rayas circulares, dividido desde el fondo en 10, 20, 30, 40 c.c.

4º Una bureta hidrotimétrica con 60 divisiones de las cuales cada grado hidrotimétrico debe corresponder a una cantidad de sal de calcio o de magnesio equivalente a 0 gr. 01 de carbonato de calcio, por litro.

Para conocer el grado de concentración del líquido jabonoso, echarlo en la bureta y verterlo lentamente en el frasco de ensayo sobre 40 cm^3 . de líquido normal de cloruro de calcio. Para obtener la espuma persistente se deben emplear 22 divisiones.

Verter luego en el frasco vacío 40 cm^3 . del agua que se quiere ensayar, echar poco a poco la disolución jabonosa, agitándola, dejar de echar una vez obtenida una espuma persistente durante unos 10 minutos. El número de divisiones empleadas que marque la bureta, da el grado hidrotimétrico del agua sometida al experimento. El agua destilada corresponde a 0° . El agua es potable hasta los 30° ; de los 30° a 60° es cruda y mala; pasando de los 60° no sirve para usos domésticos o industriales.

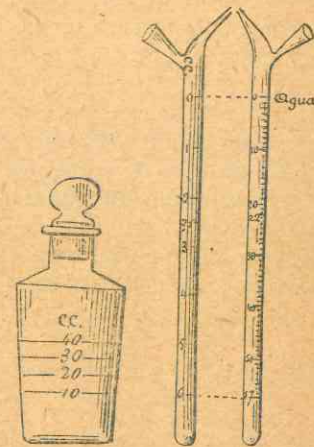


Fig. 107. - Determinación del grado hidrotimétrico.

126. **Electrólisis del agua.** — Reconocimiento de los gases formados. — Acercar un palillo que presenta algún punto de ignición a la probeta donde se recibió el gas que se formó en el polo positivo. Notar que el palillo se enciende y que tiene además todos los caracteres del oxígeno; el gas recibido en el polo negativo arde, es hidrógeno (fig. 108).

127. **Preparación del agua oxigenada por el bióxido de bario.** — En un vaso de precipitados, enfriado, echar una mezcla de 10 partes de agua (50 grs.) y una parte de ClH (5 grs.). Pulverizar una parte (5 grs.) de bióxido de bario; hacer con ello una papilla y echarla poco a poco en un vaso revolviendo constantemente el líquido para evitar que suba la temperatura. Para precipitar el bario, echar poco a poco una parte (5 grs.) de SO_4H_2 , diluido en 5 partes de agua (25 grs.). Filtrar. El líquido limpio contiene H_2O_2 ; el SO_4Ba queda en el filtro.

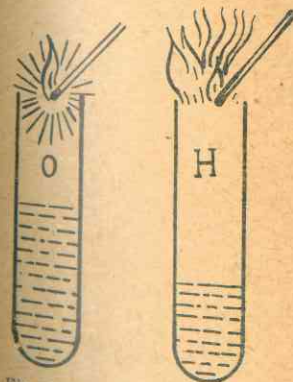


Fig. 108. - Comprobación de los gases producidos por el análisis del agua.

128. **Poder oxidante del agua oxigenada:**

1º **Oxidación del sulfuro de plomo.** — Unas tiras de papel mojadas en acetato de plomo se ennegrecen al contacto del ácido sulfhídrico (SH_2) por la formación del sulfuro de plomo (SPb); estas tiras se descoloran al contacto de H_2O_2 , que transforma el sulfuro en sulfato.

2º **Oxidación de una sal ferrosa.** — En un tubo de ensayo echar hasta la mitad agua y una solución de sulfato ferroso; la solución al principio de

color verde se vuelve incolora por la gran dilución; añadir un poco de agua oxigenada; observar que el líquido toma color rojo pardo por el paso de la sal ferrosa a sal férrica.

129. **Poder reductor del agua oxigenada.** — Tomar unos centímetros cúbicos de una disolución de permanganato de potasio (MnO_4K) acidulada con SO_4H_2 ; echar un poco de H_2O_2 ; el líquido se *descolora* y el O se desprende, el permanganato se ha convertido en sal manganosa.

130. **Reconocimiento del agua oxigenada.** — La disolución de ioduro de potasio almidonado toma una coloración azul en presencia de H_2O_2 .

En un tubo de ensayo se echa una disolución diluída de ácido crómico (o una solución muy diluída de bicromato de potasio acidulada con una gota de SO_4H_2) y unas gotas de éter; luego echar un poco de H_2O_2 y agitar; observar la capa azul que se forma en la parte superior del líquido (ácido percrómico disuelto en éter).

RESUMEN

I — COMPOSICION DEL AGUA NATURAL

El agua se presenta en la naturaleza bajo tres estados:

Estado natural {
a) **Líquido:** mares, ríos, lagos.
b) **Sólido:** glaciares, nieve.
c) **Gaseoso:** en la atmósfera.

El agua natural es una
mezcla de composición
variable que contiene:

- 1º Agua **químicamente** pura (H_2O).
 - 2º **Gases** disueltos (oxígeno, nitrógeno, gas carbónico) que se desprenden antes y durante la ebullición.
 - 3º **Sólidos** en suspensión (residuos minerales u orgánicos, microorganismos).
- Sólidos disueltos {
Cloruro y sulfato de sodio.
Bicarbonato y sulfato de calcio.
Sustancias orgánicas.

Aguas minerales ... {
Aguas que llevan disueltos principios minerales que les comunican propiedades medicinales.
Llamadas **aguas termales** si su temperatura pasa de 20°.

Aguas potables: aguas aptas para beber.

Caracteres del agua
potable

- 1º Ser límpida, fresca, inodora, con cierto sabor agradable.
- 2º Ser aireada (O. N. CO_2).
- 3º Contener ciertas **sales minerales** en pequeña proporción (algunos cloruros, sulfatos, carbonatos, bicarbonatos y fosfatos, etc.).
- 4º No contener **materias orgánicas**.
- 5º Privadas de **microbios patógenos**.
- 6º No tener amoníaco y nitratos.

Purificación de las aguas .. {
 1º Filtración: filtro de Chamberland, depósitos filtrantes.
 2º Esterilización .. {
 Por **ebullición**
 Por los **rayos ultravioletas**
 Por los **antisépticos**: ozono, cloro, etc.

I — Preparación del agua pura.

El agua pura se extrae del agua natural, por destilación, mediante un alambique.

II — Composición del agua pura: H₂O = 18 grs.

Análisis por la corriente eléctrica {
 Electrólisis {
 Se verifica por medio del voltámetro.
 El **agua pura** no deja pasar la corriente eléctrica.
 El agua **alcalinizada** con hidróxido de sodio (NaOH) o **acidulada** con ácido sulfúrico (SO₄H₂) se vuelve conductora de la corriente.
 El agua se descompone en 2 gases {
 Hidrógeno: 2 volúmenes, al cátodo.
 Oxígeno: 1 volumen, al ánodo.

Síntesis {
 1º En **volumen**, por el eudiómetro.
 a) A la temperatura ordinaria: 2 vol. de H y 1 vol. de O dan una pequeña cantidad de agua líquida.
 b) Arriba de 100°C.: 2 vol. de H y 1 vol. de O dan 2 volúmenes de vapor de agua: 2H + O = 2H₂O.
 2º En **peso** .. {
 Reacción empleada:
 CuO + H₂ → Cu + H₂O
 Resultado: 16 gr. de O y 2 gr. de H dan 18 gramos de agua.

La fórmula del agua recuerda su composición en volumen y su composición en masa.

III — Propiedades físicas del agua pura.

El agua existe bajo 3 estados: sólido, líquido y gaseoso.

Constantes físicas del agua {
 1º **Densidad**, igual a la unidad para el agua a 4° C. máximo de densidad.
 2º **Punto de solidificación** (0° C.) y de **ebullición** (100°C.); graduación de los termómetros.
 3º **Calor específico**: 1 caloría.
 4º **Calor de fusión** del hielo: 80 calorías.
 5º **Calor de vaporización**: 537 calorías.

El agua como disolvente {
 El agua **disuelve** .. {
 1º **Sólidos y líquidos**, generalmente más solubles en caliente que en frío.
 2º **Gases**, insolubles en agua caliente.

IV — Propiedades químicas del agua.

El agua es un cuerpo muy estable; sin embargo se descompone:

Descomposición del agua {
 1º Por la **corriente eléctrica**:
 2H₂O = 2H₂ + O₂
 2º Por el **calor**, parcialmente a partir de 1000°.
 2H₂O ⇌ 2H₂ + O₂
 3º El **carbono** al rojo {
 C + H₂O → H₂ + CO } gas de agua
 C + 2H₂O → 2H₂ + CO₂
 4º El **potasio**, en frío: 2K + 2H₂O → 2KOH + H₂
 El **sodio**, en frío: 2Na + 2H₂O → 2NaOH + H₂
 5º El **calcio**, en frío: Ca + 2H₂O → Ca(OH)₂ + H₂
 6º El **hierro**, al rojo: 3Fe + 4H₂O → Fe₃O₄ + 4H₂

El cloro se combina con el hidrógeno del agua y pone el oxígeno en libertad:



LEYES DE FARADAY:

- 1ª Cuando una corriente eléctrica descompone un electrólito, el peso de los iones puestos en libertad es proporcional a la cantidad de electricidad consumida.
- 2ª El peso de los iones puestos en libertad es el mismo en todos los electrodos del circuito.
- 3ª Cuando una corriente eléctrica atraviesa varios electrólitos, los iones puestos en libertad son proporcionales a sus equivalentes químicos.

Teoría iónica: Electrólisis de las sales.

Propuesta por Arrhenius, para explicar los fenómenos electrolíticos. Según Arrhenius los electrólitos por el hecho mismo de estar disueltos en el agua se disocian, es decir, se separan en iones.

Agua oxigenada: H₂O₂ o peróxido de hidrógeno.



Propiedades físicas { Líquido incoloro, casi inodoro.
Sabor metálico.
Consistencia aceitosa.
Densidad: 1,45.

Propiedades químicas { Muy inestable.
Oxidante poderoso.
Se descompone en presencia de un cuerpo po-
roso: musgo de platino, carbón.
Oxida los cuerpos puestos en su contacto: azu-
fre, sulfuro, etc.

Aplicaciones: { **Oxidante:** restauración de cuadros a base de plomo).
como: { **Descolorante:** blanquear plumas, huesos, etc.
{ **En medicina:** antiséptico, desinfectante.

Catálisis. — Nombre dado por Berzelius a una serie de reacciones, cuya velocidad de reacción es modificada por una parte infinitesimal de una sustancia llamada catalítica o catalizador.

Catalizadores. — Cuerpos que por su presencia hacen variar la velocidad de reacción.

Clases { **Positivos:** aceleran la reacción; ejemplo: MnO_2 , musgo de platino.
{ **Negativos:** retardan la reacción; ejemplo: SO_4H_2 (conservación del H_2O_2 ; alcohol etílico (conservación del cloroformo).

Julietta Victoria

CAPITULO VIII

ESTUDIO SOBRE LOS HALOGENOS

I — PARTE TEORICA



Sumario: 131. Nociones generales sobre halógenos. — 132. Caracteres fundamentales de los halógenos. — 133. Cloro. — 134. Preparación. — 135. Principales propiedades: su afinidad con el hidrógeno, oxidación. — 136. Agua de cloro. — 137. **Acido clorhídrico.** — 138. **Obtención.** — 139. **Propiedades.** — 140. Usos. — 141. Hipocloritos. — 142. Preparación del hipoclorito de sodio. — 143. Propiedades. — 144. Usos. — 145. Preparación del hipoclorito de calcio. — 146. Propiedades. — 147. Usos. — 148. Flúor. — 149. Preparación. — 150. Propiedades. — 151. Acido fluorhídrico. — 152. Propiedades. — 153. Usos. — 154. Bromo. — 155. Preparación. — 156. Propiedades. — 157. Usos. — 158. Iodo. — 159. Preparación. — 160. Propiedades. — 161. Usos.

HALOGENOS

131. Nociones generales sobre los halógenos.

El nombre de *halógeno* significa "productor de sales". La familia de los *halógenos* comprende: el flúor, el cloro, el bromo y el iodo.

Todos son *monovalentes* para el hidrógeno y para el oxígeno, ver pág. 71.

Poseen mucha afinidad para el *hidrógeno*. Esta afinidad decrece desde el flúor al iodo.

Con el H forman *hidrácidos*, ej.: ácido clorhídrico (ClH).

Con los metales dan *sales* (sales halógenas).

Ejemplo: Cl Na
cloruro de sodio

La *afinidad de los halógenos* por el O va decreciendo desde el iodo al flúor con el cual no se combina sino a muy altas temperaturas, al encontrarse parte del O al estado atómico.

Por esta razón de afinidad el iodo desaloja al bromo y al cloro de las combinaciones oxigenadas.

132. Caracteres fundamentales de los halógenos:

Propiedades	Flúor	Cloro	Bromo	Yodo
Peso atómico	19	35.5	79.9	127
Símbolo	F	Cl	Br	I
Estado y color	gas amarillo	gas verdoso	líq. rojizo	sólido gris acero
Punto de fusión	- 223°C.	- 102°C.	- 7,3°C.	+ 113°C.
Punto de ebullición ..	- 187°C.	- 37,60°C.	+ 58,8°C.	+ 184°C.
Acción sobre el H. ...	rápida en frío, aun en la oscuridad	rápida en frío con luz	rápida en caliente	lenta aun calentando
Acción sobre el O. ...	ninguna, solamente a muy elevada temperatura.	débil	fuerte	muy fuerte

Símbolo: Cl
Molécula: Cl₂
Valencia: Cl—

CLORO

Densidad: 2,48
Peso atómico: 35,46
Nº atómico: 17

133. **Historia.** — El cloro fué descubierto por Scheele en 1774. En 1811 Gay-Lussac y Thénard estudiaron su naturaleza.

Estado natural. — El cloro (del griego: *verde*) no existe libre en la naturaleza por tener mucha afinidad o energía de combinación.

Forma numerosos cloruros: la sal gema o halita (ClNa), la carnalita (ClK, MgCl₂·6H₂O), la silvina (ClK), etc.

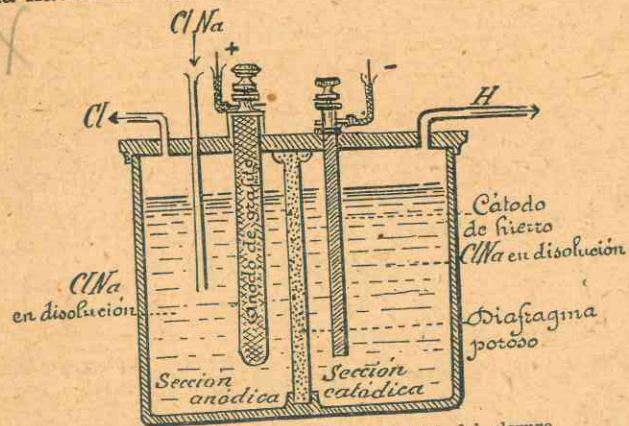


Fig. 109. - Electrólisis industrial del cloruro de sodio. Procedimiento con diafragma poroso.

de preferencia la electrólisis del cloruro de sodio en disolución, pues

134. **Preparación.**

1º Por electrólisis de una solución de cloruro de sodio (ClNa), fig. 109.

Se emplea

se hace en frío, y suministra además dos productos útiles: la soda cáustica (NaOH) y el hidrógeno (H).

Se obtiene el cloro gaseoso en el ánodo (+), e hidróxido Na OH en el cátodo (-).



2º **Procedimiento de Deacon.** — Este procedimiento industrial consiste en oxidar el ácido (ClH) por el aire a 450° en presencia de un catalizador: el cloruro cúprico (Cl₂Cu). Se forma cloro y agua; la reacción es reversible e incompleta, pues da un rendimiento de 10 % de cloro:

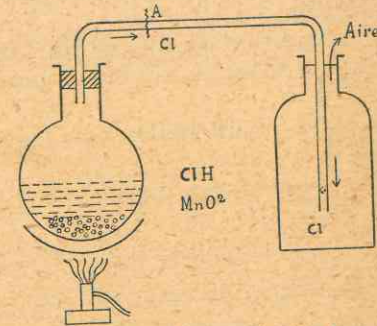
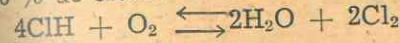
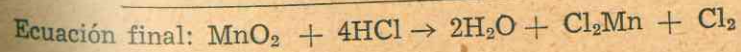
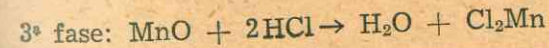
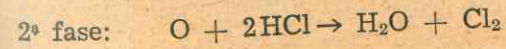
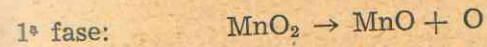


Fig. 110. - Preparación del cloro.

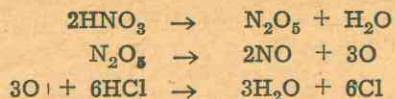
Preparación de laboratorio.

3º **Procedimiento de Scheele** (figura 110). — Consiste en oxidar el ClH en disolución, por el bióxido de manganeso Mn O₂. La operación se hace en caliente:

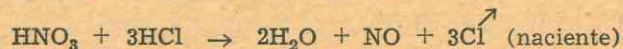


El bióxido de manganeso puede ser sustituido por el permanganato de potasio (Mn O₄ K). La operación efectuándose en frío, permite utilizar el mismo frasco donde se quiere recoger el gas.

Puede obtenerse también oxidando HCl con HNO₃, del cual, 2 moléculas dan por descomposición óxido nítrico y 3 átomos de oxígeno, que oxidan al HCl dando cloro.



o dividiendo los coeficientes por 2, resulta:



Manera de recibir el gas cloro. — Se recibe el gas cloro por desalojo del aire.

No se lo puede recibir sobre el agua porque se disuelve en ella, ni sobre el mercurio, porque se combina con él.

135. Principales propiedades del cloro:

Propiedades físicas. — El cloro es un gas amarillo verdoso, de olor sofocante.

Su densidad es de 2,48. Hierve a -37°C .

Un litro de este gas, pesa 3,17 grs.

Se licúa a una presión de 4 atmósferas a la temperatura ordinaria, tomando un color amarillo claro.

El cloro líquido se vende y se conserva en recipientes de hierro.

Soluble en agua: 3 vol. de Cl en 1 de H_2O : agua de cloro.

Propiedades químicas. — El cloro tiene gran afinidad para el H libre, con el cual forma ácido clorhídrico (fig. 111).

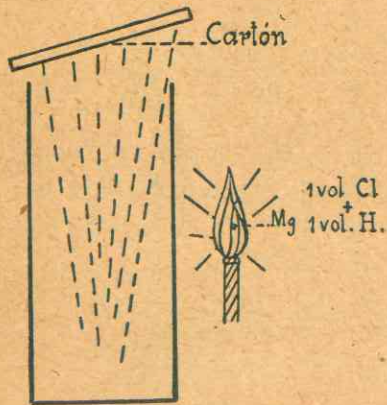
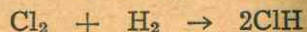


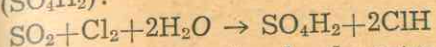
Fig. 111 - Combinación del cloro e hidrógeno a la luz del magnesio (explosión).

La combinación de los dos gases se produce instantáneamente y con explosión en presencia de la luz solar, del arco voltaico, del magnesio o de una llama (figura 111).

A la luz difusa se combinan lentamente. En la oscuridad no hay combinación.

Propiedades oxidantes. El cloro es un oxidante indirecto, pues necesita la presencia del H_2O . Las propiedades oxidantes del agua de cloro y del cloro húmedo, se ponen de manifiesto:

a) En presencia de reductores que se apoderan del O naciente, ejemplo: el agua de cloro vertida en una disolución recién preparada de anhídrido sulfuroso (SO_2) la transforma en ácido sulfúrico (SO_4H_2).



b) Por su poder decolorante: tinta ordinaria, vino, índigo, tornasol, etc.

c) Por su poder bactericida: utilizado en la purificación de las aguas.

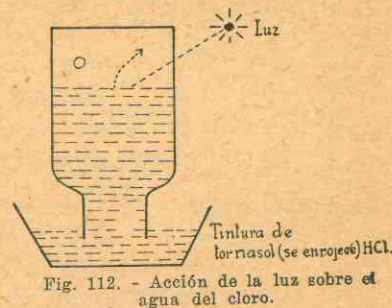


Fig. 112. - Acción de la luz sobre el agua del cloro.

136. Agua de cloro (fig. 113). — El cloro se disuelve en el agua, dando

agua de cloro; su solubilidad es máxima a los 8°C . Cuando se enfría a 0°C . una disolución saturada a 8°C ., se depositan cristales amarillos de hidrato de cloro ($\text{Cl}_2, 6\text{H}_2\text{O}$); este hidrato es poco estable; se des-

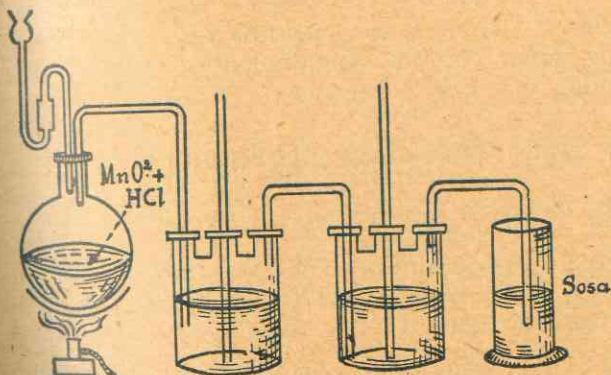


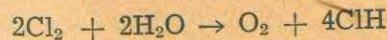
Fig. 113. - Agua de cloro.

compone pronto en cloro y agua; a una temperatura superior a 8°C . no da hidrato de cloro.

La disolución de agua de cloro, se altera rápidamente a causa de la descomposición del agua por el cloro el cual se une al H; se forma a un tiempo HCl y ClOH (ácido hipocloroso):



La descomposición es más rápida con la influencia de la luz, hay desprendimiento de oxígeno (fig. 112).



Conservación. — El agua de cloro se guarda en frascos de color oscuro.

Se caracteriza el cloro:

- 1º Por su *color* amarillo verdoso.
- 2º Por su *olor* sofocante.
- 3º Por su *densidad* (desaloja el aire).
- 4º Por su poder *decolorante*: tinta, indigo.

Aplicaciones:

- 1º Preparar cloruros metálicos, extraer el oro.
- 2º Como desinfectante, bactericida: cloacas, hospitales, esterilizar las aguas.
- 3º Como decolorante: blanquear papel, tejidos, paja, etc.

Se combina con el CO dando fósgeno Cl₂CO, gas venenoso empleado en la guerra.

El Cl₃CN₂ (cloropicrina) es lacrimógeno.

Acción fisiológica. — El cloro es venenoso; ataca las vías respiratorias; puede ocasionar vómitos sanguinolentos; *antídoto*: respirar amoníaco diluído y tomar leche.

CLORURO DE HIDROGENO, ACIDO CLORHIDRICO: Cl-H

137. **Sinonimia.** — Acido muriático o sal fumante.

Historia. — Acido ya muy conocido de los antiguos: se lo llamaba espíritu de sal, ácido marino, ácido muriático. Fué estudiado por Gay Lussac, Thénard, Davy.

Estado natural. — Al estado gaseoso se halla en las emanaciones de los volcanes y en disolución en los ríos de las regiones volcánicas (Río Vinagre, en Colombia).

138. **Preparación.** — En los laboratorios (fig. 114).

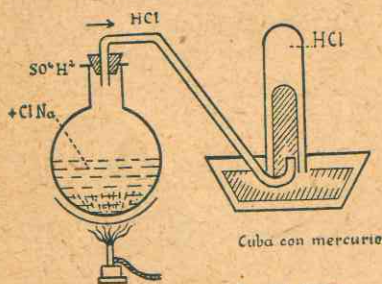
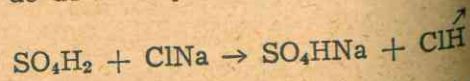


Fig. 114. — Preparación del ácido clorhídrico.

Calentando el ClNa con SO₄H₂ concentrado, se obtiene sulfato ácido de sodio y ClH:



En la industria. — Debido a la elevada temperatura, que es posible alcanzar, se forma sulfato neutro de sodio y ClH (fig. 115):

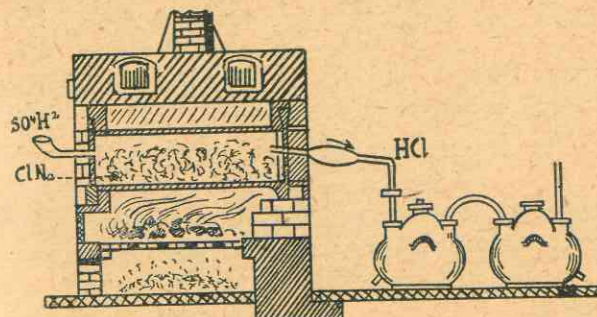
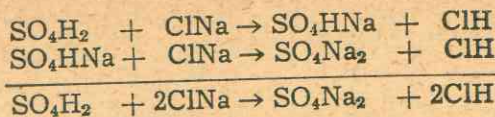


Fig. 115. — Preparación industrial del ácido clorhídrico.

Síntesis: Se lo puede obtener también por síntesis del H y del Cl.

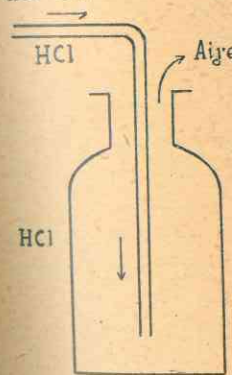


Fig. 116. — Obtención del ClH por desalojo del aire.

El gas ClH se recoge por desalojamiento del aire o sobre la cuba del mercurio (fig. 116).

Para obtener la *disolución* se hace pasar el gas por una serie de frascos de Woolf en los cuales se echa agua fría (figura 117).

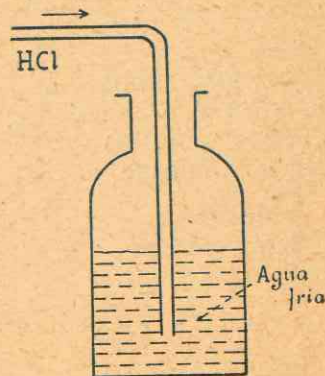


Fig. 117. — Solución del ClH.

139. **Propiedades físicas.** — Gas incoloro, picante, sabor agrio. Densidad: 1,26. Humea al aire porque produce con el vapor de agua un hidrato poco volátil que al condensarse da los humos blancos que se observan. El HCl al estado de gas seco puede ionizarse.

Es muy soluble en agua: 1 litro de agua disuelve 500 veces su volumen a 0°C. (Fig. 130, parte experimental).

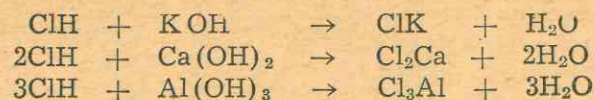
Su disolución en agua es lo que se emplea en los laboratorios con el nombre de *ácido clorhídrico*, puede ionizarse.

Se licúa fácilmente (fuerte presión y enfriamiento).

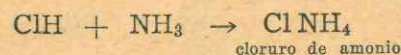
Propiedades químicas.

No es combustible ni comburente.

Con las bases de cloruros:



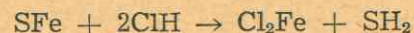
Se combina directamente con el amoníaco con producción de humos blancos de cloruro de amonio.



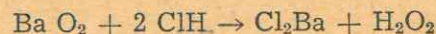
Ataca todos los metales menos el oro y el platino, para formar cloruro, con desprendimiento de calor y producción de H.



Con los sulfuros da sulfuro de hidrógeno y un cloruro:



Con peróxido de bario da agua oxigenada:



Acción fisiológica. — El ClH irrita mucho la pituitaria, corroe la piel y es venenoso. Ingerido a la dosis de 15 a 26 grs. puede producir la muerte; antídoto: magnesia diluída en agua. Segregado por el estómago, facilita la digestión.

Reactivo. — El ClH tratado con nitrato de plata (NO₃Ag) da precipitado blanco de cloruro de plata (ClAg), soluble en amoníaco. (Fig. 134, parte experimental):



140. **Aplicaciones.** — a) En la industria: para limpiar y desoxidar los metales (el hierro antes de estañarlos); quitar los residuos de las calderas y otros recipientes; extraer la gelatina de los huesos; preparar cloruros y el cloro; entra con el ácido nítrico en la composición del agua regia (disuelve el oro, rey de los metales).

b) En el laboratorio: como reactivo, preparar cloro, hidrógeno, gas carbónico, etc.

HIPOCLORITOS

141. Son sales del ácido hipocloroso (ClOH).

Los principales hipocloritos son:

Hipoclorito de potasio ClOK (agua de Javel).

Hipoclorito de sodio ClONa (agua de Labarraque).

142. **Preparación de los hipocloritos o cloruros descolorantes.**— Los cloruros descolorantes son mezclas que resultan de la acción del cloro sobre las bases usuales KOH, Na OH.

Preparación del hipoclorito de sodio o agua de Labarraque (figura 118).

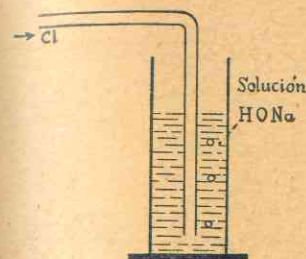


Fig. 118. - Principio de la preparación del agua de Labarraque.

1º haciendo pasar una corriente lenta de cloro en una disolución diluída y fría de soda cáustica. (Na OH).

2º por electrólisis de una solución de cloruro de sodio y combinando los productos formados (figura 119).

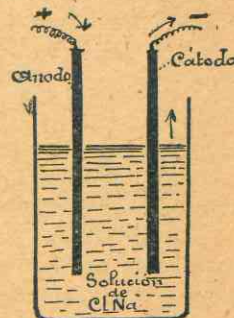
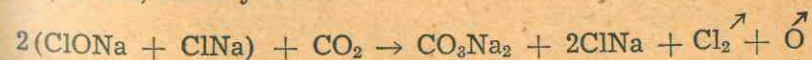


Fig. 119. - Preparación del hipoclorito de sodio o agua de Labarraque por electrólisis del ClNa.

En los dos procedimientos, el cloro y la soda cáustica reaccionan el uno sobre el otro y dan una mezcla de hipoclorito de sodio (ClO Na), y de cloruro de sodio (Cl Na), disueltos en agua: el líquido amarillo obtenido es el agua de Labarraque.



143. **Propiedades del hipoclorito de sodio o agua de Labarraque.** — Cuerpo inestable descompuesto por los ácidos, aun el CO₂ del aire, en Cl y O.



Tiene las propiedades desinfectantes y decolorantes del Cl y O. (Ver parte experimental, fig. 128).

144. **Aplicaciones.** — Esterilizar el agua, desinfectante, blanquear la ropa.

145. **Cloruro de cal (CaOCl₂).** — El cloruro de cal se prepara por la acción de una corriente de cloro sobre la cal apagada,

dispuesta en capas de poco espesor en el suelo y en los estantes de un cuarto de mampostería. La reacción principal puede expresarse:



146. Propiedades del cloruro de cal. — $\text{Cl}_2\text{O} \cdot \text{Ca}$.

Polvo blanco, olor a cloro.

Soluble en agua.

Desprende todo su Cl bajo la acción de un ácido (aún CO_2).



Tiene las propiedades desinfectantes y decolorantes del cloro.

147. Aplicaciones. — Blanquear tejidos de origen vegetal, trapos, etc., desinfectar salas de hospitales, cloacas, etc.

Las materias textiles de *origen animal* (lana, seda), se blanquean con anhídrido sulfuroso y no con los cloruros decolorantes que los destruirían.

El blanqueo es una operación de gran interés para la industria, así, por ejemplo: para el algodón que posee un color amarillento. Las operaciones del blanqueo, comprenden:

a) El tratamiento del material con una solución de hipoclorito seguido luego por otra de ácido sulfúrico diluido que tiene por objeto impregnar las fibras con ácido hipocloroso, produciéndose de esta manera la acción decolorante

b) La neutralización del exceso de ácido hipocloroso por medio de una solución de sulfato o de hiposulfito de sodio (anticloro).

c) El lavado con gran cantidad de agua para eliminar todos los productos formados durante las diferentes fases de la operación.

NOTA: El antibacter, el cloruro de cal, la lavandina, los borra tintas, etc., son también hipocloritos.

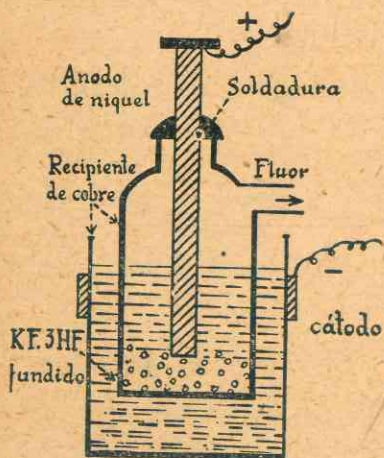


Fig. 120. — Preparación del flúor. Aparato Lebeau y Damiens.

F L U O R

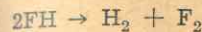
Símbolo: **F** Peso atómico: 19
 Molécula: F_2 Nº atómico: 9
 Valencia: **F⁻**

148. Historia. — Estudiado por Gay Lussac y Thénard (1811). Ampère lo llamó *phlore* (destructor). Davy le dió el nombre de Flúor (que se escapa).

Estado natural. — No existe libre. Sus principales combinaciones naturales son: la *fluorita* o espato flúor (fluoruro de calcio, F_2Ca); la *criolita* (fluoruro doble de sodio y aluminio, Na_3AlF_6).

149. Preparación.

— Por electrólisis del ácido fluorhídrico anhidro, con fluoruro de calcio, para hacerlo conductora (figs. 120 y 121).



150. Propiedades físicas:

Gas amarillo verdoso.

Muy corrosivo, irritante y peligroso de respirar.

Se licúa difícilmente.

Propiedades químicas:

Se combina con el H con explosión aun en la oscuridad y a una temperatura muy baja: -253°C ., formando ácido fluorhídrico.

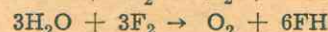
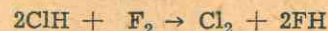


Se combina directamente (con calor y luz) con el Br, I, S, P, As, B, Si y C (negro de humo); con el diamante no hay reacción.

Se combina con *los metales*: la plata debe calentarse ligeramente, el oro y el platino se combinan a 500°C .

Descompone ClH y H_2O para apoderarse del H, dejando al Cl y al O en libertad.

Quita el H a las sustancias orgánicas y las carboniza, por esto resulta muy peligroso respirarlo.



Aplicaciones. — No tiene ninguna.

ACIDO FLUORHIDRICO FH (1)

151. Preparación (fig. 122). — Se obtiene tratando el ácido sulfúrico con el fluoruro de calcio en una retorta de plomo, cuyo cuello se enchufa

(1) Advertimos que en solución, el ácido fluorhídrico posee un peso molecular que corresponde a F_2H_2 , lo que explicaría la existencia de fluoruros ácidos.

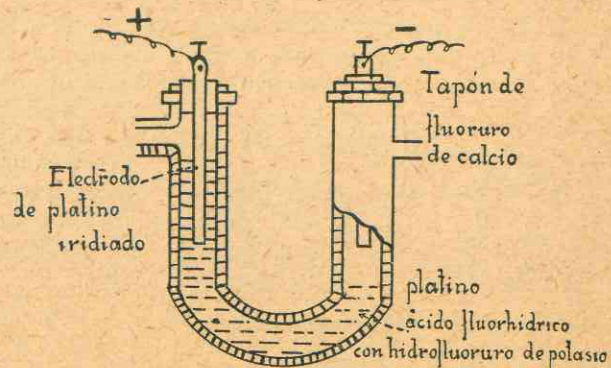


Fig. 121. — Preparación del flúor.

en un tubo que también es de plomo y enfriado. Calentar suavemente:



Las vapores de FH se condensan en el tubo enfriado.

El FH se guarda en botellas de platino, de gutapercha o de cera y no en frasco de vidrio porque ataca la sílice o a los silicatos; ni en recipiente metálico porque ataca la mayor parte de los metales.

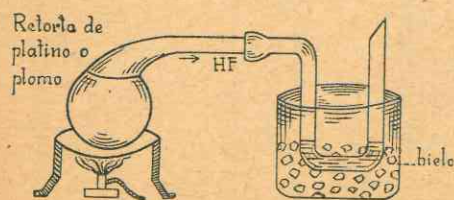


Fig. 122. - Preparación del ácido fluorhídrico.

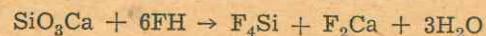
líquido cáustico que produce llagas dolorosas.

Propiedades químicas:

El FH anhidro es muy ávido de agua.
 Ataca ciertos metaloides: boro y el silicio amorfo.
 Con los metales da fluoruros.
 El plomo lo ataca lentamente.
 Ataca los silicatos y la sílice (SiO_2):



Con los silicatos da reacciones análogas:



153. Aplicaciones. — Grabado sobre vidrio. La pieza que se ha de grabar se cubre de una capa de parafina para proteger las partes que no han de ser atacadas. Para grabar con FH gaseoso se pone la placa preparada encima de una cuba de plomo en la cual reacciona la mezcla de F_2Ca y SO_4H_2 ; los vapores de FH que se desprenden atacan al vidrio en las partes descubiertas (fig. 123).



Fig. 123. - Grabado sobre vidrio por el FH gaseoso.

El FH tiene aplicación en la preparación industrial del agua oxigenada, en los análisis de los silicatos; como antiséptico en la industria de la sacarificación y de la fermentación alcohólica.

Símbolo: Br
 Molécula: Br_2
 Valencia: Br—

B R O M O

Densidad: 5,54
 Peso atómico: 79,916
 N° atómico: 35

154. Historia. — Descubierta en 1826 por Balard en las aguas madres de las salinas donde existe en forma de bromuro de sodio, potasio y magnesio.

Estado natural. — No existe libre. Se encuentra al estado de combinación formando bromuros (Stassfurt, Ohio, Michigan).

155. Preparación. — En los laboratorios (método de Berthollet) (figura 124):

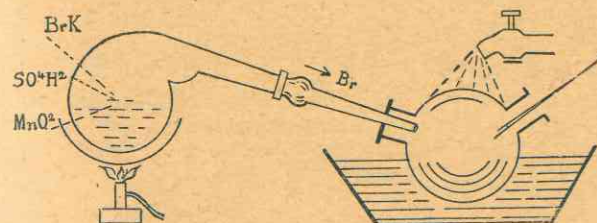


Fig. 124. - Preparación del bromo.

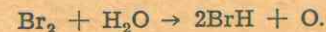
En la industria. — Se obtiene descomponiendo el bromuro de magnesio contenido en las aguas madres de las cenizas de las algas marinas, por una corriente de cloro:



Por electrólisis. — Haciendo pasar la corriente eléctrica a través de las aguas ricas en bromuros, el bromo es puesto en libertad, y va al ánodo.

156. Propiedades físicas:

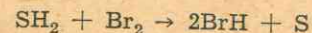
Es un líquido de color rojo oscuro, con densidad de 3,18.
 De olor muy irritante.
 Los vapores de color rojo anaranjado, tienen una densidad de 5.54.
 Desprende vapores a la temperatura ordinaria, por eso se conserva a menudo debajo de una capa de SO_4H_2 .
 Es muy soluble en sulfuro de carbono, éter, cloroformo.
 Es poco soluble en agua; la solución por enfriamiento deposita cristales de hidrato de bromo ($\text{Br}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Esta solución se descompone en presencia de la luz solar:



Propiedades fisiológicas. — El bromo es muy irritante, provoca la tos y el lagrimeo; es un antiséptico poderoso y un corrosivo fuerte y muy venenoso.

Propiedades químicas. — Las propiedades del Br son análogas a las del cloro, sólo que se nota menor afinidad y, por consiguiente, menor desprendimiento de calor. Con los metales da bromuros.

Descompone el ácido sulfhídrico:



Desaloja el iodo de los ioduros:



La disolución de bromo es decolorante. El bromo ataca a las materias orgánicas, madera, corcho, caucho, etc., y corroe la piel y forma úlceras difíciles de curar.

157. **Aplicaciones.** — El bromo se emplea en la preparación de algunas sustancias colorantes. En estado de bromuros: BrK y BrNa, en medicina; BrAg, en fotografía, etc. Reactivos: a la fucsina decolorada con (SO₂) o SO₃HNa, devuelva la coloración con vestigios de Br.

Símbolo: I	I O D O	Densidad: 4,49
Molécula: I ₂		Nº atómico 53
Valencia: I—		Peso atómico: 126,92

158. **Historia.** — Descubierta por Courtois en 1811, estudiado por Gay Lussac en 1813.

Estado natural. — No existe libre en la naturaleza. Existe en forma de ioduros en las cenizas de las algas marinas. Se lo encuentra en el berro, aceite de bacalao, en las ostras, etc.

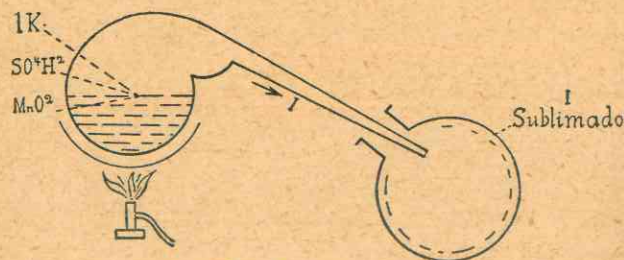
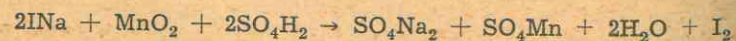
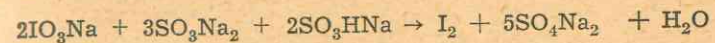


Fig. 125. - Preparación del iodo.

159. **Preparación en el laboratorio.** — Tratando por el calor una mezcla de MnO₂, SO₄H₂ e INa (método Berthollet, fig. 125).



En la industria. — Tratando los iodados de las aguas madres del nitrato de Chile por una disolución de sulfito de sodio:



El iodo industrial se purifica por sublimación calentándolo en unas retortas de barro, colocadas en baño de arena; los vapores se condensan en unos recipientes fuera del horno.

160. Propiedades físicas:

El iodo es un cuerpo sólido, cristalizado.

De color gris negruzco, tiene brillo metálico.

De olor fuerte y desagradable.

Poco soluble en agua. Soluble en alcohol (tintura de iodo), cloroformo, bencina, sulfuro de carbono.

La densidad del iodo sólo es de 4.49; la de sus vapores 8.71.

Propiedades químicas:

Se combina con H dando ácido iodhídrico: IH.

Con el amoníaco forma ioduro de nitrógeno (I₃P), que detona con violencia.

Se combina con muchos *metaloides* (S y P).

El fósforo se enciende a su contacto, dando I₃P.

Con los *metales* da ioduros.

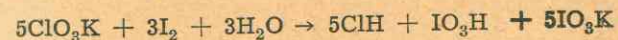
Su energía para con los compuestos no oxigenados es inferior a la del cloro y del bromo.

Su afinidad para el O es mayor que la de estos dos cuerpos.

De aquí que el cloro y el bromo desalojen al iodo de sus combinaciones no oxigenadas:



Desaloja al bromo y al cloro de sus compuestos oxigenados:



Reactivo. — El iodo reacciona sobre el almidón dando un ioduro de almidón, de color azul. La coloración azul desaparece a los 100° y vuelve a aparecer cuando se enfría el líquido.

161. **Aplicaciones.** — El iodo se utiliza en *medicina* en forma de tintura de iodo, ioduros, iodoformo; es antiséptico y desinfectante; el aceite de hígado de bacalao debe al iodo que contiene, sus propiedades de activar las funciones nutritivas.

En la *industria*, el iodo sirve para la fabricación de sustancias colorantes.

EJERCICIOS

ACIDO CLORHIDRICO

1. ¿Qué cantidad de SO_4H_2 y ClNa se necesita para obtener un metro cúbico de ácido clorhídrico (HCl) al estado gaseoso? ¿Cuál será la masa del residuo formado?

2. ¿Qué cantidad de HCl puede obtenerse con una tonelada de sal marina (ClNa)? Estando el ácido disuelto en agua, ¿qué masa de HCl del comercio a razón de 35 % de ácido puro se puede preparar?

3. El HCl del comercio, a 20° Baumé, tiene una densidad de 1,18 y contiene 35,7 % de ácido puro. Calcular:

a) La masa y el volumen de HCl puro contenidos en un litro de la solución ácida.

b) ¿Qué volumen de solución de HOK al 10 % hay que agregar a 100 cm^3 de HCl del comercio para neutralizarlo completamente.

c) ¿Qué masa de ClNa resultará de la combinación?

4. Se hace reaccionar 7 gr. de hierro con HCl , calcular la masa de zinc que habrá que emplear para obtener la misma cantidad de hidrógeno en ambos casos.

5. Una mezcla de cloruro de potasio y de cloruro de sodio pesa 133 gr. Se la calienta al rojo con SO_4H_2 . La mezcla de sulfatos neutros pesa 158 gr. ¿Qué cantidad de cada uno de los cloruros contiene la mezcla.

PREGUNTAS

Cloruro de sodio: Estado natural, propiedades, aplicaciones.
Acido clorhídrico: Preparación, propiedades físicas y químicas.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 162. Preparación del cloro. — 163. Descomposición de una sustancia orgánica por el cloro. — 164. Acción del cloro sobre el ioduro de potasio. — 165. Acción del cloro sobre el cobre. — 166. Comprobar la acción decolorante del cloro. — 167. Poder decolorante de los hipocloritos. — 168. Preparación del ácido clorhídrico. — 169. Solubilidad del ácido clorhídrico en el agua. — 170. Acción del ácido clorhídrico sobre el zinc. — 171. Reconocimiento del ácido clorhídrico.

162. Preparación del cloro. — Introducir en un tubo de ensayo un oxidante como ser el permanganato de potasio (MnO_4K), añadir un poco de ácido clorhídrico (ClH) — la operación puede efectuarse en frío—; reconocer el desprendimiento del gas cloro, haciendo burbujear ese gas en otro tubo de ensayo, medio lleno de agua con ioduro de potasio almidonado. El líquido toma color azul, pues el Cl desaloja al I ; el iodo en libertad, en presencia del almidón, forma ioduro de almidón azul.

Otra preparación. — Introducir en un balón una mezcla de bióxido de manganeso (MnO_2) y ácido clorhídrico (HCl). Calentar suavemente. El tubo de desprendimiento comunica con un recipiente en el cual se recibe el gas cloro por desalojamiento del aire por ser éste menos denso. Reconocer la presencia del gas por su color verde amarillento. (Fig. 110, parte teórica).

163. Descomposición de una sustancia orgánica por el cloro. — Ejemplo: esencia de trementina. Introducir en un frasco lleno de cloro seco un trozo de papel secante empapado con esencia de trementina, ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}$); desecar este papel entre dos secantes para quitarle el exceso de $\text{C}_{10}\text{H}_{16}$; el papel se inflama espontáneamente con formación de una nube espesa de negro de humo, arrastrada por el ClH formado (fig. 126).

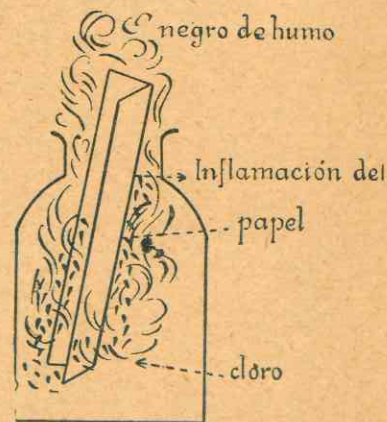


Fig. 126. — Acción del cloro sobre la esencia de trementina.

164. **Acción del cloro sobre el ioduro de potasio.** — Poner agua en un tubo de ensayo, agregar un poco de ioduro de potasio y echar algunas gotas de agua de cloro. El líquido se pone color amarillo rojo por el iodo puesto en libertad. Siendo el cloro más activo desaloja al iodo del ioduro de potasio según la ecuación:



165. **Acción del cloro sobre el cobre (fig. 127).** — Formación de cloruros.

Enrollar en espiral un alambre grueso de cobre, calentarlo al rojo en la llama del mechero, e introducirlo rápidamente en un frasco lleno de cloro, en el fondo del cual se ha puesto una capa de arena (si es cloro seco) o de agua (en el caso contrario); el Cu arde formando vapores de color verde amarillento muy espesos, y las gotas de cloruro fundido (Cl_2Cu) caen en la arena o en el agua; ésta se vuelve verde.

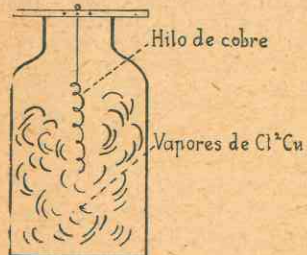


Fig. 127. - Acción del cloro sobre el cobre.

Introducir en el gas tiras de tela de varios colores y previamente mojadas, flores de diferentes colores y hojas verdes. Notar la decoloración. Lo mismo sucede con la tinta ordinaria, añil, tornasol. La tinta preparada con carbón (tinta china), tinta de imprenta no se descolora.

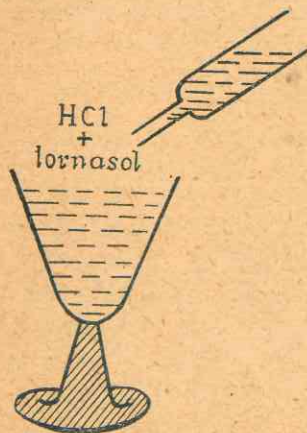


Fig. 128 (I). - Propiedades descolorantes del agua de Javel.

167. **Poder decolorante de los hipocloritos:** (Agua de Javel). — El poder decolorante del agua de Javel es más lento que el del agua de cloro, salvo en medio ácidos; (I) en este caso el ácido descompone al hipoclorito, que actúa entonces por su cloro y su oxígeno (fig. 128).

1º Verter un poco de agua de Javel en una solución de sulfato de índigo (II) (Fig. 129); hay decoloración inmediata, pues la solución es ácida.



Fig. 129 (II-III).

2º Verter agua de Javel en una solución de tornasol azul (básico) (III); no hay decoloración inmediata.

Repartir la solución en 2 tubos de ensayo:

Primer tubo. — Añadir algunas gotas de un ácido cualquiera y agitar; hay decoloración.

Segundo tubo. — Agregar un poco de agua gaseosa (agua con ácido carbónico), agitar: hay decoloración.

168. **Preparación del ácido clorhídrico.** — Introducir con precaución en un balón, 20 grs. de cloruro de sodio fundido; añadir 20 c.c. de ácido sulfúrico concentrado y cerrar con cuidado. El desprendimiento del gas empieza en frío. Calentar ligeramente de manera que no hierva el ácido sulfúrico, cuyos vapores se mezclarían con los del ácido clorhídrico. Esperar el desprendimiento unos 10 minutos de manera que la solución o ácido obtenido esté bastante concentrado.

169. **Solubilidad del ácido clorhídrico en el agua: Experimento del surtidor.** (Figura 130). — Llenar un balón con gas bien seco y colocarle un tapón que lleva un tubo afilado y sumergirlo inmediatamente en el agua. azulada por tintura de tornasol. El agua se precipita con violencia en el frasco, formando un chorro, para absorber el gas que la enrojece.

Si el chorro de agua no se produce, introducir una gota de agua por el tubo afilado y sumergido inmediatamente en el agua. El chorro se produce.

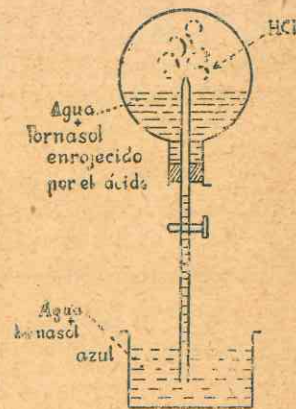


Fig. 130. - Solubilidad del ClH en el agua.

170. **Acción del ácido clorhídrico sobre el zinc.** (Fig. 131). — Verter sobre granallas de zinc introducida en un tubo de ensayo un poco de

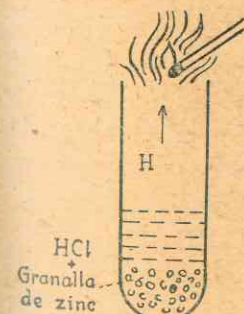


Fig. 131. - Acción del ClH sobre el zinc.

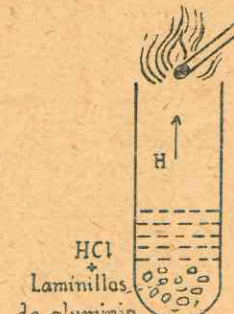


Fig. 132. - Acción del ClH sobre el aluminio.

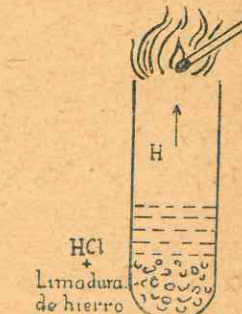


Fig. 133. - Acción del ClH sobre el hierro.

solución de ácido clorhídrico. El gas H se desprende, acercando el tubo a una llama, dicho gas se inflama.

Empleando zinc puro y ácido clorhídrico puro, el ataque no tiene lugar; agregando un poco de una solución de sulfato de cobre, el desprendimiento de H se produce. Repetir la misma operación con la *limadura de hierro, de aluminio*. (Figs. 132-133).

Tratar los cloruros formados ($\text{Cl}_2 \text{Zn}$, $\text{Cl}_2 \text{Fe}$) con un hidróxido: de sodio, por ejemplo, se forma hidróxido de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$ (blanco); hidróxido de hierro $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (verdoso).

171. **Reconocimiento del ácido clorhídrico.**
 — 1º Con el *nitrate de plata* (NO_3Ag). Da un precipitado blanco de cloruro de plata (ClAg), insoluble en agua, pero soluble en amoníaco, dando cloruro de plata amoniacal (ClAg , NH_3). (Fig. 134). $\text{NO}_3\text{Ag} + \text{ClH} \rightarrow \text{ClAg} + \text{NO}_3\text{H}$.

2º Acercando a un frasco destapado con amoníaco otro, que contenga ácido clorhídrico, se producen humos blancos de cloruro de amonio.

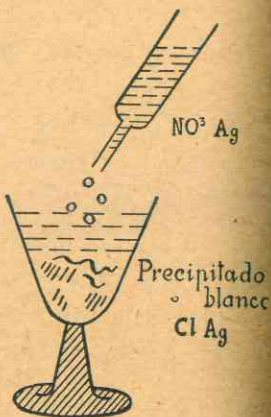


Fig. 134. - Reactivo del ácido clorhídrico.

RESUMEN

HALOGENOS

La palabra halógeno significa "productor de sales".

La familia de los halógenos comprende

El flúorF
El cloro ...Cl
El bromo ..Br
El yodoI

Se clasifican según sus pesos atómicos.

Caracteres generales

Tienen mucha afinidad por el H, la cual va aumentando del yodo al flúor.
 La afinidad para el O va aumentando desde el flúor hasta el yodo.
 Con el H. dan hidrácidos.
 Con los metales dan sales (haluros).

I — CLORO: Cl

Estado natural .. { No existe al estado libre.
 Abundante bajo la forma de cloruros (de Na, K, Mg).

Preparación { 1º **Por oxidación del ácido clorhídrico:**
 a) Por medio del *bióxido de manganeso*. (Proc. de Scheele)
 $4\text{ClH} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 b) Por el *oxígeno del aire* en presencia del cloruro cúprico (Proced. Deacon)
 $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$
 2º Por **electrólisis** del cloruro de sodio en solución.

Propiedades físicas y fisiológicas

Gas amarillo verdoso, olor sofocante, veneno violento.
 Más pesado que el aire. Densidad = 2.45.
 Soluble en agua (agua de cloro). Se licúa fácilmente.

Propiedades químicas

Gran afinidad por el H libre: formación del ácido clorhídrico: $Cl_2 + H_2 = 2ClH$.

Gran afinidad por el H de los compuestos hidrogenados ..	a) ácido sulfhídrico	Desinfectante
	$SH_2 + Cl_2 \rightarrow 2ClH + S$	
	b) el gas amoníaco	
	$8NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow N_2 + 6NH_4Cl$	
c) el agua	Descolorante	Bactericida
d) las materias orgánicas		

Se combina con todos los metaloides (salvo con el flúor).
Se combina con casi todos los metales (K, Hg, Au, Fe, Cu).
Es absorbido por las bases (formación de hipocloritos decolorantes o de cloratos).

Caracteres

Gas amarillo verdoso, más denso que el aire, olor sofocante.
Descolora el índigo, el tornasol, etc.

Aplicaciones

Preparar cloruros metálicos. Bactericida.
Empleado bajo forma de cloruros decolorantes para la desinfección, el blanqueo, la esterilización.

II — ACIDO CLORHIDRICO: Cl—H

Estado natural: Existe al estado gaseoso en las emanaciones volcánicas.

Acción del ácido sulfúrico sobre el cloruro de sodio.

Preparación

$SO_4H_2 + ClNa \rightarrow SO_4HNa + ClH$
A temperatura muy elevada, la reacción es la siguiente:
 $SO_4H_2 + 2ClNa \rightarrow SO_4Na_2 + 2ClH$
La solución se obtiene recibiendo el gas en agua, en la cual se disuelve.

Propiedades físicas

Gas incoloro, de olor picante.
Densidad: 1,26.
Muy soluble en el agua.
Se licúa fácilmente.

Propiedades químicas

Enrojece el tornasol y la heliantina, decolora la fenolftaleína enrojecida por una base.

(El ácido clorhídrico es un ácido fuerte)

Con las bases, da sales (cloruros) y agua.
 $ClH + NaOH \rightarrow ClNa + H_2O$
 $ClH + NH_4OH \rightarrow ClNH_4 + H_2O$
Es descompuesto por los metales.
 $2ClH + Zn \rightarrow Cl_2Zn + H_2$
Descompone las sales de los ácidos débiles.
 $CO_3Ca + 2ClH \rightarrow Cl_2Ca + CO_2 + H_2O$

Acción de los oxidantes

Los oxidantes se apoderan del H. del ácido poniendo el Cl en libertad.
 $2Cl_2 + MnO_2 \rightarrow Cl_2Mn + Cl_2 + 2H_2O$
 $2ClH + O \rightarrow Cl_2 + H_2O$

Caracteres

Humos blancos en presencia del amoníaco
 $ClH + NH_3 \rightarrow ClNH_4$
Formación de un precipitado blanco de cloruro de plata con el nitrato de plata
 $ClH + NO_3Ag \rightarrow ClAg + NO_3H$

Aplicaciones

En la industria: **preparación** del cloro, cloruros metálicos, limpiar los metales, extraer la gelatina de los huesos.
En los laboratorios: preparar hidrógeno, cloro, CO₂
Entra en la composición del agua regia.
Economía doméstica: limpiar porcelana, fregaderos.

III — HIPOCLORITOS

Los hipocloritos son sales del ácido hipocloroso, ClOH; forman la parte activa de los cloruros decolorantes, y los principales son: el agua de Labarraque (mezcla de hipoclorito y de cloruro de sodio disueltos en agua) y el cloruro de cal.

Agua de Labarraque Preparación

1º Haciendo pasar una corriente de cloro en una solución diluida y fría de soda cáustica.
 $Cl_2 + 2Na(OH) \rightarrow ClONa + ClNa + H_2O$
agua de Labarraque

Propiedades

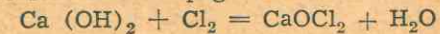
2º **Electrólisis** del cloruro de sodio disuelto.
Cuerpo inestable, descompuesto por los ácidos (aun el CO₂ del aire) con producción de cloro y de oxígeno.
Propiedades desinfectantes y decolorantes del cloro y del oxígeno.

Aplicaciones

Esterilización de las aguas de alimentación.
Desinfección.
Blanqueo de los tejidos.

Cloruro de cal.

Preparación: corriente de cloro sobre la cal apagada.



Propiedades

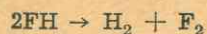
Polvo blanco, olor a cloro, soluble en agua.
Abandona todo su cloro aun en presencia del CO₂.
Posee las propiedades desinfectantes y decolorantes del cloro.

Propiedades (Cont.) { Blanqueo de los tejidos de origen vegetal.
Desinfección de cloacas, salas de hospitales.

IV — **FLUOR: F**

Estado natural. — No existe libre. Sus principales combinaciones son: la fluorita (F₂Ca), la criolita (Na₃AlF₆).

Preparación. — Por electrólisis del ácido fluorhídrico.



Propiedades físicas { Gas amarillento.
Corrosivo.
Se licúa fácilmente.

Propiedades químicas .. { Se combina con H aun en la oscuridad, con explosión. H₂ + F₂ = 2FH.
Se combina con muchos metaloides: Br, I, S, P.
Se combina con los metales dando fluoruros.

V — **ACIDO FLUORHIDRICO: FH**

Preparación. — Tratando el fluoruro de calcio por el ácido sulfúrico:



Propiedades físicas { Líquido volátil.
Vapores irritantes, peligrosos de respirar.
Cáustico

Propiedades químicas .. { Muy ávido de agua.
Ataca el boro, silicio.
Con los metales da fluoruros.
Ataca los silicatos y la sílice y, desde luego, al vidrio (compuesto de varios silicatos).

Aplicaciones: grabar sobre vidrio, como antiséptico, preparar agua oxigenada.

Aplicaciones { Desinfección de cloacas.
Blanqueo de los tejidos de origen vegetal.

VI — **BROMO: Br**

Estado natural. — No existe libre sino en estado de combinación formando bromuros (Stassfurt).

Preparación { 1. Tratando el bromuro de potasio por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico:
 $2BrK + MnO_2 + 2SO_4H_2 \rightarrow SO_4K_2 + SO_4Mn + 2H_2O + Br_2$
2. Descomponiendo el bromuro de magnesio contenido en las aguas madres de las cenizas de las algas marinas por una corriente de cloro.
 $Br_2Mg + Cl_2 \rightarrow Cl_2Mg + Br_2$

Propiedades físicas { Líquido color rojo oscuro.
Vapores densos, muy irritantes.
Soluble en sulfuro de carbono, éter.

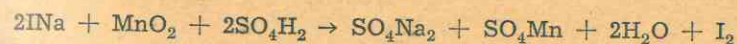
Propiedades químicas .. { Análogas a las del cloro, aunque con menos actividad.
Su solución es decolorante.

Aplicaciones { En la preparación de algunos bromuros.
Sustancias colorantes.
En medicina, en fotografía al estado de bromuros.

VII — **iodo: I**

Estado natural. — No existe libre. Se encuentra combinado en las cenizas de las algas marinas, al estado de ioduro.

Preparación. — Tratando por el calor una mezcla de MnO₂, SO₄H₂, y un ioduro.



Purificación. — Se hace por sublimación.

Propiedades físicas { Cuerpo sólido, cristalizado, color gris acero.
Olor fuerte.
Poco soluble en agua, soluble en alcohol (tintura de iodo), cloroformo.
Vapores densos. D = 8,71.

Propiedades químicas .. { Se combina con H, dando ácido yodhídrico (IH).
Con amoníaco forma ioduro de nitrógeno NI₃ (explosivo).
Se combina con muchos metaloides: S, P, etc.
Con los metales da ioduros.
Es desalojado por el cloro y el bromo de sus combinaciones no oxigenadas:
 $Cl_2 + 2IK \rightarrow 2CIK + I_2$

Reactivo. — Es el almidón con el cual forma ioduro de almidón, de color azul.

Aplicaciones { En medicina en forma de tintura de iodo.
Desinfectante.
Antiséptico.
En la industria para fabricar sustancias colorantes.

CAPITULO IX

AIRE Y NITROGENO

I — PARTE TEORICA



Sumario: 172. Aire atmosférico. — 173. Composición del aire. Experimento de Lavoisier. — 174. Aire líquido. — 175. Propiedades. — 176. Aplicaciones. — 177. Papel que desempeñan los componentes del aire. — 178. Aplicaciones industriales del aire. — 179 El nitrógeno atmosférico. — 180. Nitrógeno. — 181. Preparación del nitrógeno. — 184. Combinaciones del N con el H y O. — 185. Amoníaco. — 186. Preparación del NH_3 . — 187. Propiedades. — 188. Aplicaciones. — 189. Fabricación del hielo. — 190. Protóxido de nitrógeno. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 191. Bióxido de nitrógeno. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 192. Peróxido de nitrógeno. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 193. Acido nítrico. — 194. Preparación del ácido nítrico. — 195. Propiedades del ácido nítrico. — 196. Aplicaciones del ácido nítrico. — 197. Agua regia.

AIRE ATMOSFERICO

172. **Historia.** — El aire era considerado antiguamente como un elemento imponderable. Galileo en 1640 demostró que el aire

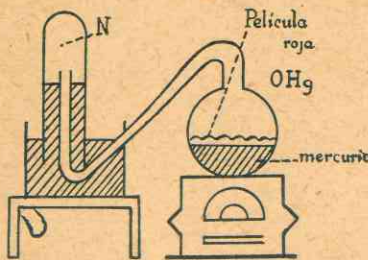


Fig. 135. - Primera parte del experimento de Lavoisier.

Su presencia se manifiesta por los efectos tan variados de los vientos que son aire en movimiento.

tenía peso. En 1669, un químico inglés Mayow se convenció de que debía existir en el aire un principio especialmente propio para alimentar las combustiones. Lavoisier en 1775 demostró que el aire estaba formado de gases diferentes.

El aire forma alrededor de la tierra una capa cuyo espesor no se conoce, pero se cree superior a unos 100 kilómetros. Es invisible.

173. **Composición del aire.** — El aire puro es una mezcla principalmente de oxígeno y nitrógeno, en las siguientes proporciones:

Volumen: 100 litros de aire puro contienen $\left\{ \begin{array}{l} 21 \text{ litros de oxígeno.} \\ 79 \text{ litros de nitrógeno atm.} \end{array} \right.$

Peso: 100 gramos de aire puro contienen $\left\{ \begin{array}{l} 23,15 \text{ grs. de oxígeno.} \\ 76,85 \text{ grs. de nitrógeno atm.} \end{array} \right.$

Además, el aire atmosférico contiene: $\frac{4}{10.000}$ de su volumen de anhídrido carbónico; una proporción muy variable de vapor de agua, pequeñísimas cantidades de otros gases, tales como: amoníaco, anhídrido sulfuroso, ácido sulfhídrico y los gases nobles o inertes: helio, neón, kriptón, xenón y argón; cierta cantidad de partículas.

Experimento de Lavoisier (fig. 135). — Para demostrar que el aire está formado por una mezcla de oxígeno y de nitrógeno, Lavoisier empleó un matraz de vidrio con cuello encorvado que penetraba debajo de una campana graduada, colocada sobre una cubeta de mercurio; en el matraz introdujo el mercurio; la campana tenía sus $\frac{3}{4}$ partes llenas de aire. Calentó el matraz durante 12 días. Desde el segundo día aparecieron en la superficie del metal calentado unas películas rojas que fueron aumentando hasta el octavo día.

Al cabo de 12 días, como las películas no parecían aumentar, se dejó enfriar el aparato, y el mercurio subió en la campana más arriba que antes del experimento: el aire, entonces, había disminuído en $\frac{1}{6}$ parte. El gas que había quedado era impropio para la combustión y la respiración, y fué llamado *ázoe* (privador de vida).

Las películas rojas (fig. 136), calentadas en una pequeña retorta, dejaron desprender un gas apto para la vida de los animales y la combustión de los cuerpos, el cual recibió el nombre de oxígeno. La mezcla de los dos gases volvió a formar aire ordinario. Se dedujo, pues, que el aire atmosférico no era un elemento sino una mezcla de *ázoe* o nitrógeno y oxígeno.



Fig. 136. - Segunda parte del experimento de Lavoisier.

El aire es una mezcla y no una combinación. — 1º Cada uno de los gases conserva sus propiedades particulares; en efecto:

- a) el aire posee las propiedades químicas del oxígeno, amortiguadas por las del nitrógeno;
- b) cada gas guarda su punto de ebullición particular, lo que hace que el aire líquido hierva entre -195°C. y -182°C. ;

c) el agua, al disolver el aire, disuelve una proporción mayor de oxígeno que el aire, pues el oxígeno es más soluble en el agua que el nitrógeno.

2º Es posible separar ciertas cantidades de partículas que constituyen el llamado polvo atmosférico.

3º La mezcla de los dos gases, en las proporciones indicadas por el análisis, no produce desprendimiento de calor.

175. **Propiedades físicas.** — El aire es incoloro; visto en grandes masas presenta un color azulado.

El color azul se explica comúnmente por un fenómeno de difracción que tiene lugar con la luz del sol al atravesar la atmósfera.

El aire es *ligeramente soluble en el agua*. El agua natural contiene aproximadamente 25 c.c. de aire por litro, lo que permite a los peces y a los demás animales acuáticos vivir en ella.

El *aire tiene peso*. — Para comprobarlo se pesa sucesivamente el mismo balón de vidrio, vacío y lleno de aire, como lo indica la figura (137).

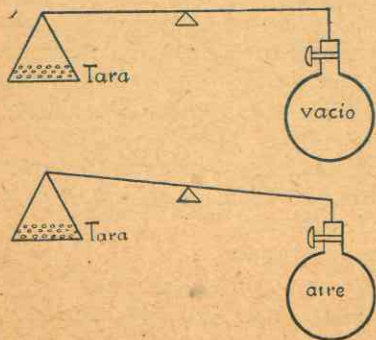


Fig. 137. - El aire es pesado.

temperatura; el efecto refrigerante de la expansión aumenta cuando disminuye la temperatura.

Para licuar el aire se emplea la máquina de Linde.

Después de haber privado el aire de polvo, de CO₂, y de agua se lo somete a una presión de 200 atmósferas mediante la bomba (A). El calor de compresión se absorbe en el refrigerante (B). El gas comprimido y enfriado penetra en la cámara aislada (C); pasa por el tubo interior de los dos tubos concéntricos de cobre.

Al llegar a la válvula (D), sale por un orificio muy pequeño al interior de la cámara cerrada (E) donde se expande. Como consecuencia de esta expansión a una presión inferior a la normal, el gas se enfría. El gas enfriado pasa por el tubo exte-

Pesadas muy exactas han permitido demostrar que un litro de aire pesa 1,293 grs. a 0°C. bajo la presión de 76 cm. de mercurio.

El aire pesa 773 veces menos que el agua.

Su *densidad* se toma como unidad para los gases y vapores.

174. **Aire líquido** (fig. 138).—

La obtención del aire líquido se basa en el siguiente principio: la cohesión entre las moléculas de un gas aumenta con el descenso de

rior (F), y vuelve a la bomba, de allí al refrigerante y a la cámara (E), de donde volverá a pasar por una serie de compresión, enfriamiento y expansión, hasta que finalmente se licúa el aire en el tubo interior y gotea aire líquido que se acumula en la cámara.

El aire líquido hierve a -195°C.

El aire líquido se conserva en unos recipientes de vidrio, de paredes dobles entre las cuales se ha hecho el vacío: se cubre con un papel de filtro (figs. 139-140).

El aire líquido se evapora progresivamente; el nitrógeno más volátil se desprende primero y después el oxígeno. Este es ahora el método más importante y más económico de producción industrial del oxígeno. El nitrógeno obtenido sirve para la preparación de los nitruros, de los cianuros, de la cianamida, etc.

Propiedades. — El aire líquido a -200°C. es fluido, algo azulado; presenta a veces aspecto opa-

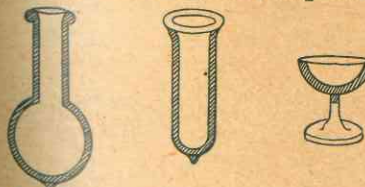


Fig. 139. - Diferentes formas de recipientes para conservar el aire líquido. (Vasos de Dewar).

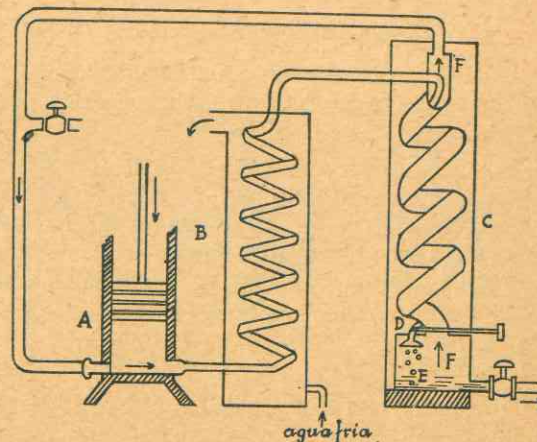


Fig. 138. - Máquina de Linde para obtener aire líquido.

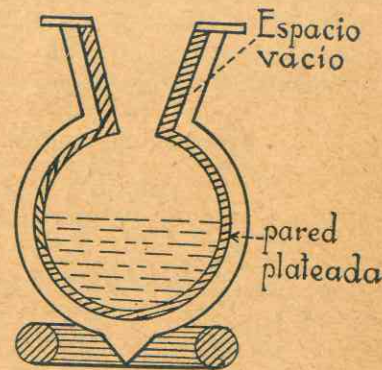


Fig. 140. - Recipiente de Arsonval para conservar aire líquido.

lescente debido a los copos de nieve de argo y de CO₂. Si se coloca en él: mercurio, alcohol en tubos de vidrio, se congelan en pocos minutos; la fundición se pone friable, el caucho se vuelve duro y quebradizo.

Una mezcla de aire líquido y de polvo de carbón constituye un explosivo poderoso.

176. **Aplicaciones.** — Para torpederos y submarinos; en la industria: para templar aceros y obtener explosivos.

177. **Papel desempeñado por los componentes del aire.**

1º El *oxígeno* es indispensable para las combustiones y para la respiración de los animales y de las plantas. Es el que provoca la oxidación de los metales.

2º El *nitrógeno* modera la acción demasiado activa del oxígeno puro en las combustiones y en la respiración; es necesario para la formación del protoplasma de la célula animal o vegetal donde entra el estado de combinación.

Su presencia en el aire se prueba, eliminando el oxígeno por la combustión del fósforo; el gas aislado presenta las propiedades del nitrógeno.

3º El *anhidrido carbónico* desempeña un papel importante en la nutrición de los vegetales clorofilianos. Estas plantas lo absorben durante el día, fijan el carbono en sus tejidos y expelen el oxígeno. Se reconoce su presencia haciendo burbujear el aire en un vaso que contenga agua de cal; la solución se enturbia al formarse carbonato de calcio insoluble.

4º La presencia del vapor de agua es indispensable en el aire para la vida de las plantas y de los animales, los cuales no pueden vivir en un aire completamente seco.

Se reconoce su presencia por la condensación de las gotitas líquidas que se forman sobre las paredes exteriores de un vaso que contenga una mezcla frigorífica.

178. **Aplicaciones industriales del aire.**

1º El aire atmosférico es empleado como oxidante en las diversas operaciones industriales: preparación del cloro, tostación de las piritas, etc.

2º El aire comprimido por su fuerza elástica es utilizado en los frenos de los vagones, aparatos de soplar el vidrio, buzos, bombas de incendio, máquinas perforadoras de túneles, etc.

3º El aire líquido se ha vuelto una fuente de nitrógeno y de oxígeno, así como de los gases raros que lo acompañan. Es empleado, también, como explosivo y como refrigerante enérgico.

179. **Nitrógeno o ázoe atmosférico.** — Llámanse nitrógeno atmosférico el gas obtenido restando el O del aire puro.

Durante mucho tiempo se consideró este gas como cuerpo puro. Hoy día se sabe que es una mezcla de ázoe y de otros gases que poseen propiedades análogas.

Estos gases son:

- 1º El **Argón** (inactivo). Es el más abundante de los gases raros en el aire. Fué descubierto por Lord Rayleigh y Ramsay (1894). Es un gas empleado en las lámparas eléctricas de incandescencia.
- 2º El **Neón**. Gas empleado en largos tubos de vidrio cerrados, que se iluminan por el paso de la corriente, produciendo una luz de color rojo anaranjado. (Letreros luminosos).
- 3º El **Kriptón**. Este gas se sustituye a veces al argón en las lámparas a incandescencia (lámparas Kriptón).
- 4º El **Helio**. Del aire líquido se ha podido obtener el helio (He=4). Es un gas muy liviano, incombustible, empleado en los dirigibles. Para dicho uso se lo retira de los gases naturales en los EE. UU.

Símbolo: N	Densidad: 0,967
Molécula: N ₂	Peso atómico: 14,008
Valencia: N ≡ N ≡	Nº atómico: 7

NITROGENO

180. **Historia.** — El nitrógeno fué descubierto por Rutherford, en 1772. Lavoisier, después de estudiar sus principales propiedades lo llamó ázoe (impropio para la vida).

Estado natural. — Este gas existe mezclado en el aire atmosférico y forma las 4/5 partes de su volumen. Combinado existe en forma de amoníaco, de nitritos, nitratos; es parte esencial de las células en los seres vivos y de otras muchas sustancias orgánicas.

181. **Preparación del nitrógeno.** — La industria obtiene el nitrógeno partiendo del aire líquido que, al vaporizarse, desprende primeramente nitrógeno.

En los laboratorios se obtiene el nitrógeno absorbiendo el O por medio de un cuerpo muy oxidable: fósforo, cobre.

a) **Por el fósforo** (fig. 141). Debajo de una campana que descansa sobre una cubeta de agua, se coloca sobre un tapón de corcho, una capsulita que contenga un trocito de fósforo. Este se enciende; se producen vapores blancos de anhídrido fosfórico, que se disuelven en el agua y queda el nitrógeno.

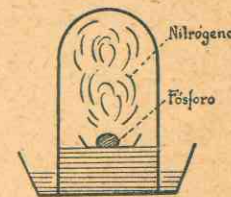
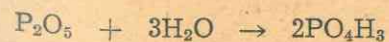
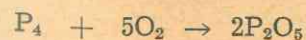


Fig. 141. - Preparación del nitrógeno por el fósforo



b) **por el cobre** (fig. 142). Se hace pasar una corriente de

aire sobre un tubo que contenga limaduras de cobre calentadas al rojo; el cobre se oxida y el nitrógeno se recoge en una probeta:

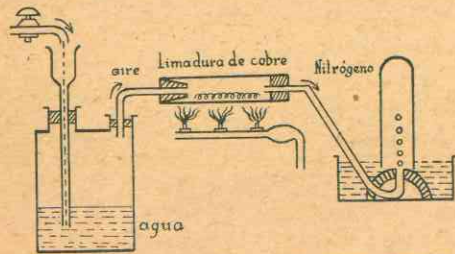
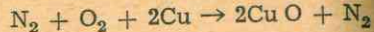
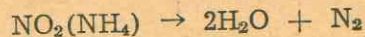
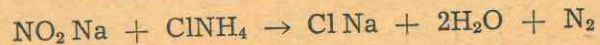


Fig. 142. - Preparación del nitrógeno atmosférico por el cobre calentado al rojo.

Preparación del nitrógeno puro (N. químico). Se obtiene el nitrógeno puro calentando en una retorta una solución de nitrito de amonio (fig. 143); el gas se recoge en la cuba de agua:



Se reemplaza de ordinario el nitrito de amonio por una mezcla de nitrito de sodio y cloruro de amonio.



182. Propiedades físicas. — El nitrógeno es un gas incoloro, inodoro, insípido; su densidad es de 0.967 (la del N. atmosférico es de 0.972). Es muy poco soluble en el agua. Se ha podido licuar bajo una presión de 200 atmósferas, seguida de una brusca expansión en un líquido incoloro que hierve a $-194^\circ\text{C}.$; se solidifica en forma de copos de nieve a $-214^\circ\text{C}.$

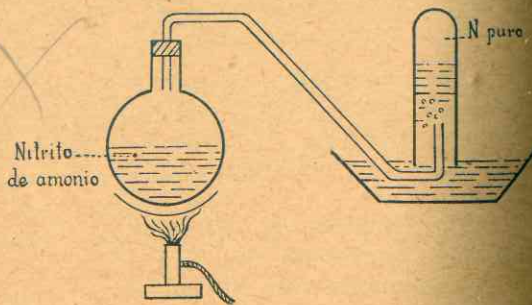


Fig. 143. - Preparación del N puro.

Propiedades químicas. — El N. no es comburente ni combustible (fig. 144). Se diferencia del CO_2 por no enturbiar el agua de cal. Es poco activo. A temperatura elevada, se combina con el boro, el litio, el calcio, el aluminio, el hierro, el magnesio para dar nitruros.

Se combina con el carbono en presencia de la potasa al rojo dando cianuro de potasio (CN) K.

Bajo la influencia de chispas eléctricas se combina con H para dar amoníaco (NH_3).

Con el O da peróxido de nitrógeno NO_2 .

Con los halógenos da cloruros, bromuros, ioduros, etc.

No es conveniente para la respiración; un animal introducido en una atmósfera de N, muere por asfixia (fig. 145).

Aplicaciones. Es empleado en los laboratorios para formar atmósferas inertes para fabricar el amoníaco sintético, ácido la cianamida (CaCN_2).

183. Ciclo bioquímico del nitrógeno. — El N desempeña un papel de los más importantes de la vida, particularmente en la nutrición. El N del aire puede fijarse en el suelo por medio de microorganismos que se desarrollan en las raíces de algunas plantas (leguminosas), figura 146. Los vegetales absorben el nitrógeno del suelo y de los abonos; compuestos amoniacales, nitratos, estiércol, etcétera.

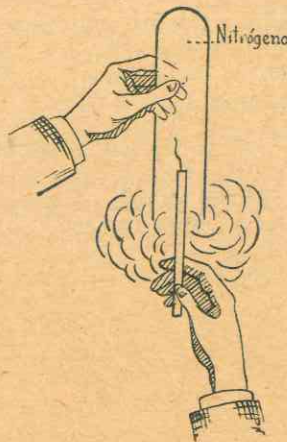


Fig. 144. - El N no es ni comburente ni combustible.

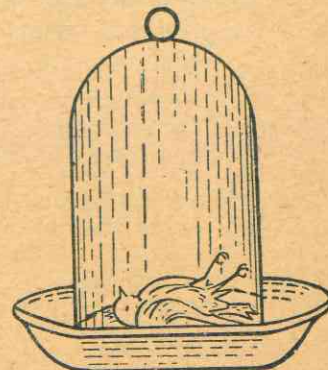


Fig. 145. - El nitrógeno no mantiene la vida.

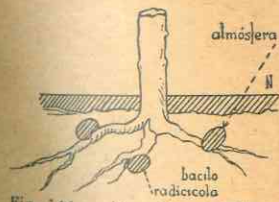


Fig. 146. - Absorción del N por las plantas.

tas; el hombre de la carne de los animales y de los tejidos de las plantas alimenticias. El N eliminado del organismo (urea, deyecciones) y el que proviene de la descomposición de los vegetales y ani-

Los animales lo toman de las plan-

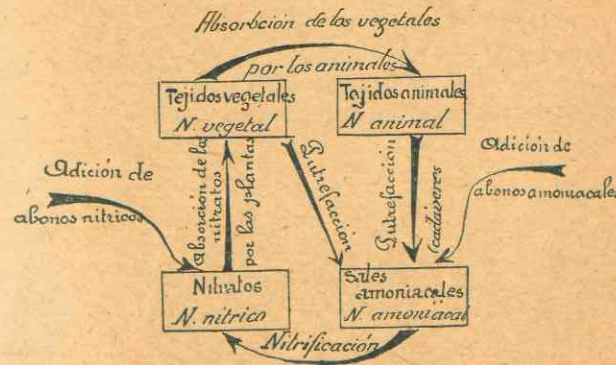


Fig. 147. - Ciclo bioquímico del nitrógeno.

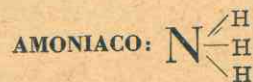
males, vuelve al suelo y sirve de abono a las plantas; así se cierra el ciclo completo del nitrógeno en la naturaleza (fig. 147).

184. **Combinaciones del nitrógeno con H y O.** — a) *Combinaciones del nitrógeno con el hidrógeno.* La combinación del N con H da el amoníaco (NH₃). Se conocen además el N₂H₄ (Hidracina) y el N₃H (ácido hidrazoico).

b) *Combinaciones del N con el O.* Las combinaciones del N con el O son generalmente endotérmicas: así que se necesita una temperatura muy elevada o la acción de las chispas eléctricas.

Los principales compuestos binarios, son:

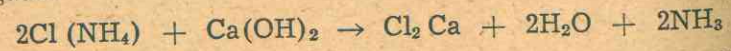
Protóxido de nitrógeno u óxido nitroso	N ₂ O		
		⇌	2NO
Bióxido de nitrógeno u óxido nítrico	N ₂ O ₂		↓ O ₂
Anhidrido nitroso	N ₂ O ₃		
		⇌	2NO ₂
Peróxido de nitrógeno	N ₂ O ₄		
Anhidrido nítrico	N ₂ O ₅		



185. **Historia.** — El amoníaco fué descubierto por Hunckel en 1612. En 1785, Priestley obtuvo por primera vez el amoníaco en estado gaseoso puro y lo llamó gas alcalino. Berthollet estableció su composición (1785).

Estado natural. — El gas amoníaco se encuentra libre en la atmósfera, producido por las descargas eléctricas o por la descomposición de las materias orgánicas nitrogenadas. Las sales amoniacales abundan en la tierra, en las aguas, en las sustancias vegetales y animales.

186. **Preparación** (fig. 148). — El gas amoníaco se prepara en los laboratorios descomponiendo el cloruro de amonio por la cal apagada:



El gas se recibe en la cuba de mercurio. La disolución se obtiene absorbiendo el gas por el agua.

Preparación industrial. — En la industria se obtiene el amoníaco destilando con cal apagada Ca(OH)₂ las aguas cloacales, las aguas de condensación obtenidas en la fabricación del gas de alumbrado.

Estas aguas son ricas principalmente en carbonato de amonio CO₃(NH₄)₂:

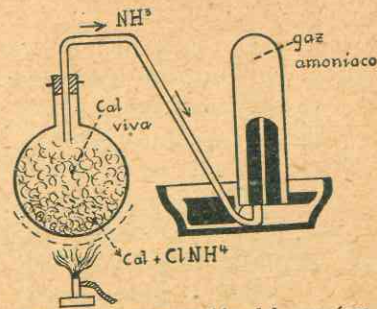
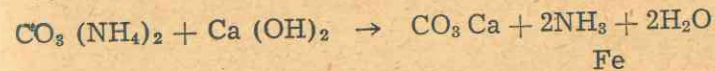


Fig. 148. - Preparación del amoníaco.

Obtención del amoníaco sintético: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow[\text{600}^\circ\text{C. y 200 at.}]{\text{Fe}} 2\text{NH}_3$

Procedimiento Haber (fig. 149). — La mezcla de nitrógeno e hidrógeno comprimida a 200 atmósferas se halla en presencia de hierro muy dividido a una temperatura de 600°C. El rendimiento es de 10 % de los gases puestos en presencia, y el gas amoníaco obtenido, es disuelto en agua bajo presión. En cuanto al N y el H no combinados vuelven a la cámara de catálisis.

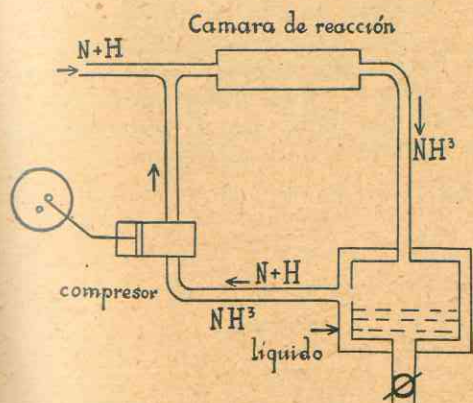


Fig. 149. - Obtención del amoníaco sintético. Procedimiento Haber.

187. **Propiedades físicas.** — El amoníaco es un gas incoloro, de olor muy vivo y picante, de sabor cáustico. Ataca las mucosas y puede provocar oftalmías.

El NH₃ se licúa a — 38,5°C. bajo la presión atmosférica.

Licuación del amoníaco. En los laboratorios se licúa por medio del tubo de Faraday (fig. 150); en una rama se introduce cloruro de plata amoniacal y la otra se sumerge en un vaso que contiene una mezcla de hielo y de sal marina; por el calor se disocia la sal y

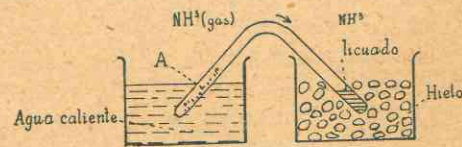


Fig. 150. - Licuación del amoníaco.

el amoníaco va a licuarse por presión, en la rama fría. Es un líquido incoloro que hierve a $-33,5^{\circ}\text{C}$. y se congela a -80°C .

La densidad del gas es de 0.59.

El NH_3 es muy soluble en agua, la que puede disolver hasta 1040 volúmenes de este gas a 0°C .

La solubilidad se demuestra como para el HCl (fig. 130).

La disolución comercial llamada álcali volátil contiene un 20 por ciento de su peso de NH_3 .

El carbón absorbe a 0°C . hasta 90 veces su volumen de NH_3 .

El NH_3 líquido se vende en tubos de acero.

Propiedades químicas.

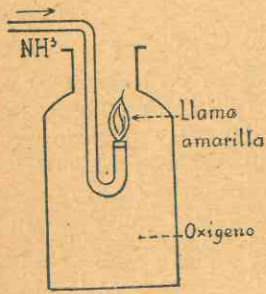
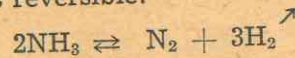
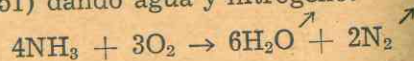


Fig. 151. - Combustión del gas amoníaco en el oxígeno.

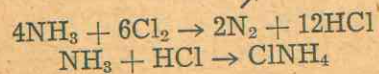
1º Acción del calor y de la electricidad.
El calor y una serie de chispas eléctricas tienden a disociar el NH_3 en N y en H ; la reacción es reversible:



2º Acción del oxígeno. — El gas amoníaco no arde en el aire; pero arde en presencia de una llama en el oxígeno puro (fig. 151) dando agua y nitrógeno:



3º Acción del cloro. — El cloro, muy ávido de hidrógeno, descompone el gas amoníaco dando nitrógeno y ácido clorhídrico, el cual actuando con un exceso de amoníaco, da cloruro de amonio.



4º Acción del ácido sulfúrico sobre el NH_3 (fig. 152).

El SO_4H_2 se combina con el NH_3 dando sulfato de amonio. Se produce una reacción viva acompañada de una fuerte elevación de temperatura. Por evaporación se depositan cristales blancos de sulfato de amonio $\text{SO}_4(\text{NH}_4)_2$.

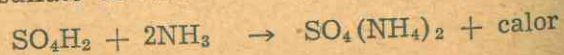


Fig. 152. - Acción del SO_4H_2 sobre el amoníaco.

5º Propiedades básicas. — La solución amoniacal tiene las propiedades de las bases: azulea la tintura de tornasol; neutraliza los ácidos para dar sales, lo que hace suponer que estas sales contienen un radical, el amoniq (NH_4); y la solución, el compuesto hidróxido de amonio (NH_4)OH.

Acción fisiológica. El NH_3 y su solución son cáusticos corrosivos, provocan la inflamación de las mucosas. Una dosis de 5 a 10 grs. ingerida por el estómago es tóxica; a la dosis de 30 grs. puede resultar mortal.

Reconocimiento. — Se reconoce el amoníaco empleando el reactivo de Nessler ($\text{IK} + \text{I}_2\text{Hg}$) en medio alcalino; se forma una coloración amarilla o un precipitado, según la cantidad de amoníaco y de reactivo presentes.

188. Aplicaciones. — El NH_3 es empleado como reactivo en los laboratorios; la industria lo utiliza en la producción de la sosa, de las sales amoniacales; para disolver el carmín; desengrasar las lanas. Para combatir el meteorismo de los herbívoros que comieron trébol o alfalfa húmeda o en fermentación (se puede administrar unos 20 a 30 grs. de la solución amoniacal en un litro de agua; el NH_3 neutraliza el CO_2 contenido en la panza).

La solución se emplea también para cauterizar las picaduras de los insectos o reptiles. Para combatir la borrachera (unas gotas de la solución en un vaso de agua).

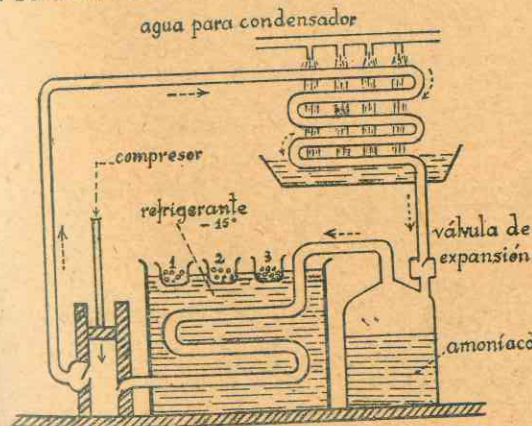


Fig. 169. - Fabricación del hielo artificial

El amoníaco sirve para la fabricación del hielo y producir temperaturas bajas.

FABRICACION DEL HIELO

189. Se hace aprovechando el enfriamiento que produce la evaporación de ciertas sustancias (Fig. 153). Una caldera llena de amoníaco

líquido (NH₃) está conectada con una tubería de aspiración de una bomba aspirante impelente (compresión). Esta tubería está formada por un serpentín sumergido en agua salada (incongelable) en un gran recipiente (sistema refrigerante) en el cual están colocados los depósitos 1, 2, 3, que tienen agua potable.

La depresión producida por la bomba en el momento de la aspiración provoca la ebullición del NH₃, cuyos vapores fríos hacen disminuir la temperatura del agua salada hasta congelar el agua potable.

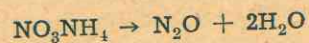
Cuando la bomba actúa como impelente comprime los vapores de NH₃ que se licúan en otro refrigerante, y se devuelven a la caldera a través de la válvula.

En este principio se fundan las máquinas frigoríficas. En estas máquinas no se usa amoníaco sino principalmente el anhídrido carbónico o el cloruro de metilo.

PROTOXIDO DE NITROGENO: N₂O u Oxido nitroso

190. **Historia.** — Descubierta por Priestley, en 1776.

Preparación. — Se obtiene descomponiendo el nitrato de amonio NO₃NH₄ por el calor.



Propiedades. — Gas incoloro, inodoro, sabor dulzaino, algo soluble en agua.

Se descompone al rojo en sus elementos; en él arden, el carbón, el azufre, el fósforo, etc.

Disuelto es reducido por el hierro y el zinc.

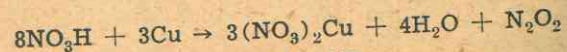
Respirado produce una especie de embriaguez (gas hilarante).

Aplicaciones. — Es anestésico.

BIOXIDO DE NITROGENO: N₂O₂ u Oxido nítrico

191. **Historia.** — Descubierta por Hales en 1772.

Preparación (Fig. 154). — Reduciendo en frío el ácido nítrico por el cobre o el mercurio.



Ver ecuación por fases en la pág. 183.

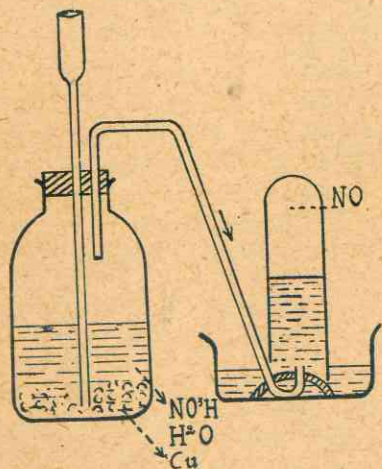
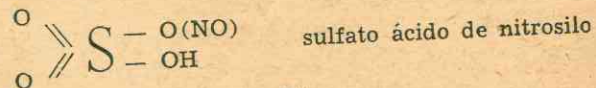


Fig. 154. - Preparación del bióxido de nitrógeno.

Propiedades. — Gas incoloro, se licúa a -153°. Con el cloro da cloruro de nitrosilo ClNO y con el ácido sulfúrico sulfato ácido de nitrosilo. Es un oxidante.



Aplicaciones. — Utilizado en química analítica.

PEROXIDO DE NITROGENO: N₂O₄

192. **Historia.** — Estudiado por Gay Lussac.

Sinonimia. — Gas rutilante.

Preparación. (Figura 155). — Descomponiendo el nitrato de plomo por el calor

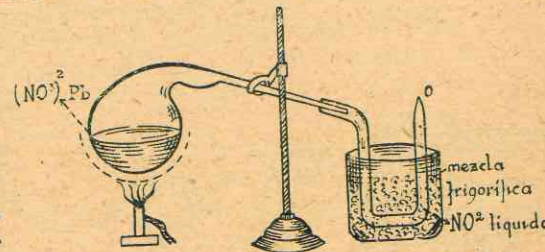
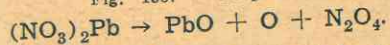
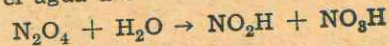


Fig. 155. - Preparación del peróxido de nitrógeno.



Propiedades. — Es un líquido incoloro a baja temperatura; a -10° es amarillo y a la temperatura ordinaria se pone rojo pardo. Soluble en el cloroformo. Con el agua da:



Aplicaciones. — Mezclado con sulfuro de carbono forma un explosivo.

ACIDO NITRICO O AZOTICO: N

$$\begin{array}{c} \text{—OH} \\ | \\ \text{=O} \\ | \\ \text{=O} \end{array}$$

193. **Historia.** — El ácido nítrico fué descubierta por el árabe Geber en el siglo VIII. Cavendish estableció su naturaleza en el año 1784 y Gay Lussac su composición en 1816.

Estado natural. — Existe libre o al estado de nitrato de sodio en la atmósfera y en las aguas de lluvia; en el suelo por la acción del fermento nítrico sobre las sustancias nitrogenadas, donde reacciona sobre las bases alcalinas dando nitratos.

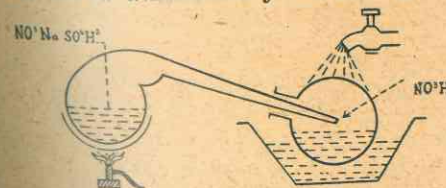


Fig. 156. - Preparación del ácido nítrico

194. **Preparación:**

a) **En el laboratorio** (fig. 156). Se obtiene calentando en una retorta una mezcla de nitrato de sodio y de ácido sulfúrico. Se forma sulfato ácido de sodio:



Los vapores de ácido nítrico se condensan en unos tubos enfriados, o van a disolverse en el agua.

b) *En la industria* (fig. 157). — Calentando más, el sulfato ácido de sodio reacciona sobre otra molécula de nitrato de sodio:

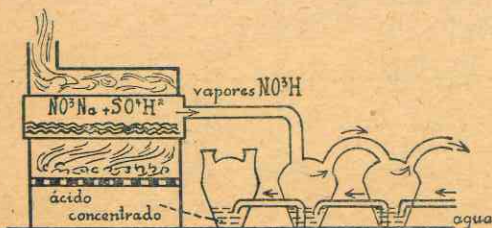
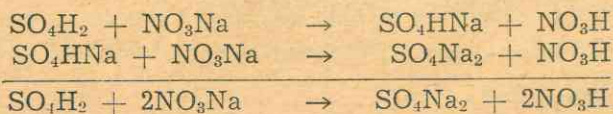


Fig. 157. - Preparación industrial del ácido nítrico.

Los vapores de ácido nítrico se condensan en unos tubos enfriados, o van a disolverse en el agua.

c) *Por combinación directa del nitrógeno con el oxígeno del aire* (fig. 158). Por la acción del arco voltaico

y altas temperaturas (3000°C.), el N y el O del aire se combinan formando bióxido de nitrógeno:



Enfriando el gas bruscamente se consigue que el O en exceso sature el bióxido transformándolo en peróxido:



reacción que se efectúa en grandes cámaras denominadas cámaras de oxidación. El NO₂ se disuelve en agua y en absorbentes especiales:



195. **Propiedades físicas.** — El ácido nítrico presenta dos variedades principales:

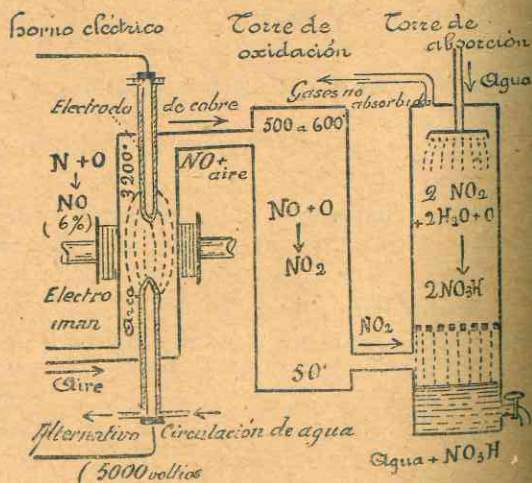


Fig. 158. - Esquema de la fabricación del NO₃H de síntesis por medio del arco eléctrico.

1º *Acido nítrico fumante.* — Líquido incoloro. Emite vapores de olor fuerte y desagradable, peligrosos de respirar. Su densidad es de 1.42, hierve a 123°C. Contiene 68 % de NO₃H puro y por acción del calor, en peróxido de nitrógeno, oxígeno atómico y agua, lo que explica sus propiedades oxidantes.



La luz produce la misma descomposición; lo que permite explicar la coloración amarilla o rojiza por los vapores rojos de peróxido de nitrógeno.

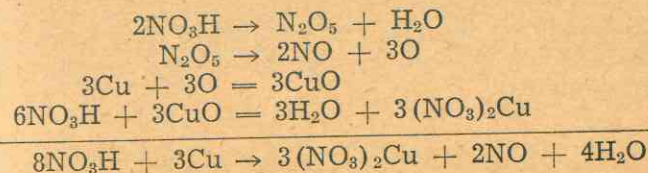
2º *Acido nítrico ordinario.* — Es un líquido incoloro o coloreado de amarillo por vapores nitrosos. No es humeante. Su densidad es de 1.42, hierve a 123°C. Contiene 68 % de NO₃H puro y 32 % de agua.

Bajo el nombre de *agua fuerte*, se designa, sea el NO₃H ordinario, sea el ácido todavía menos concentrado, de densidad 1.33, sea el ácido diluido empleado por los grabadores en cobre.

Propiedades químicas:

Es un gran oxidante.

1º *El ácido nítrico oxida la mayor parte de los metales* (con excepción del oro y del platino). El cobre (fig. 159) no es mayormente atacado por el ácido fumante; el ácido ordinario (ácido fumante diluido) lo ataca con viveza:



El hierro es atacado fuertemente por el ácido ordinario.

2º *Oxida a los metales:*

a) *al fósforo*, dando ácido fosfórico: PO₄H₃ (figura 160).

b) *al azufre*, dando ácido sulfúrico y vapores nitrosos.

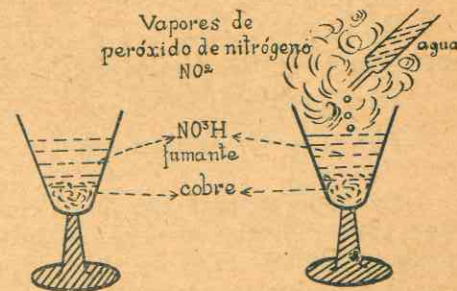


Fig. 159. - Acción del NO₃H sobre el cobre

c) al **carbono**, dando gas carbónico y vapores pardo rojizos.

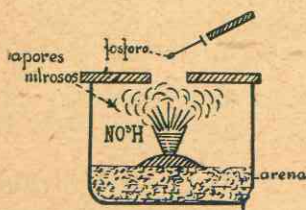
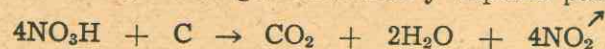
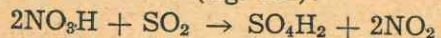


Fig. 160. - Oxidación del fósforo por el NO_3H fumante

d) al **anhidrido sulfuroso**, dando ácido sulfúrico (fig. 161).



e) muchas sustancias orgánicas: esencia de trementina, azúcar, almidón, tejidos (fig. 171, parte experimental). Algunos dan derivados importantes: nitrobenzenceno, nitrocelulosa, nitroglicerina.

Acción fisiológica. — El poder oxidante del NO_3H sobre las materias orgánicas explica también su acción sobre el organismo. Introducido en las vías respiratorias o digestivas, corroe las mucosas. Aplicado sobre la piel, la colorea de amarillo. (Reacción xantoproteica).

196. **Aplicaciones.** — Preparar el ácido sulfúrico, obtener nitratos: de amonio, de calcio, utilizados como abonos azoados.

En **tintorería** para teñir de amarillo la lana y la seda.

En la **fabricación de sustancias colorantes y explosivos**: nitrobenzenceno y anilina, ácido pícrico, nitrocelulosa, nitroglicerina, etc.

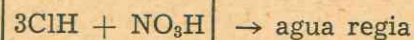
Para **grabar el cobre**;

Para **obtener el agua regia**.

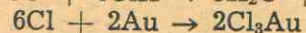
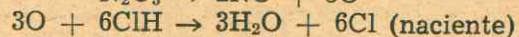
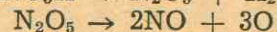
Grabado al agua fuerte. — Se cubre una placa de cobre con una capa delgada de cera; se traza el dibujo por medio de un buril, y se vierte el ácido nítrico diluido; éste ataca las partes dejadas a descubierto. Después se saca el ácido y se elimina la cera disolviéndola en esencia de trementina.

197. **Agua regia.** — Es una mezcla de ácido clorhídrico y ácido

nítrico, llamada así porque disuelve al oro, rey de los metales.



La disolución del oro se debe a la acción del cloro naciente:



EJERCICIOS

EL AIRE

NOTA. — Los volúmenes gaseosos moleculares se tomarán siempre iguales a 22,40 litros y el volumen gaseoso atómico igual a 11,20 litros.

1. Siendo las dimensiones de una sala: 8 m. de largo, 5 m. de ancho y 3,50 m. de alto; calcular:

a) La masa de aire contenida en la sala.

b) El volumen y la masa del oxígeno y nitrógeno. (La masa de un litro de aire es 1,3 gr.).

2. Una persona inspira 5 veces por minuto; a cada inspiración hace penetrar 400 cm^3 de aire en sus pulmones. Calcular en litros la cantidad de oxígeno diaria de esta persona.

3. El aire puro estando formado por 21 volúmenes de oxígeno y 79 volúmenes de nitrógeno, calcular su composición en peso (por 100 gr.), sabiendo que 11,2 l. de oxígeno pesan 16 gr. y 11,2 l. de nitrógeno pesan 14 gr.

4. La composición media del aire en peso es la siguiente: 100 gr. de aire contienen 76,87 gr. de nitrógeno y 23,13 gr. de oxígeno.

a) Deducir su composición en volumen (% por litro).

b) Se hace pasar 1 m^3 de aire a 0°C . y a 760 mm. de presión de mercurio sobre trozos de potasa cáustica; después del experimento el tubo aumenta 2,43 gr. de peso. ¿Por qué? ¿Cuál es el volumen de CO_2 , a 0°C . y 760 mm. de mercurio contenido en el aire en experimentación?

5. **Análisis del aire por el eudiómetro.** — En una mezcla de 100 cm^3 de aire seco y 100 cm^3 de hidrógeno puro. Se produce una chispa eléctrica que determina la combinación de todo el oxígeno contenido en el aire seco que determina el volumen de nitrógeno. El residuo gaseoso previamente secado es de 137 cm^3 en las mismas condiciones de temperatura y presión. Calcular la cantidad de oxígeno y de nitrógeno que contenían los 100 cm^3 de aire seco.

6. Una retorta contiene mercurio y 3 l. de aire. Suponiendo que todo el oxígeno de la retorta se combine con el mercurio, ¿cuál sería el valor de la masa del óxido de mercurio formada? (El peso del litro de aire: 1,3 gr.; proporción de oxígeno en el aire: 23 % en masa).

7. Análisis ponderal por el Fósforo. — Un balón contiene un trozo de fósforo y 3,56 gr. de aire puro. Después de algunas horas se quita el residuo gaseoso del balón, cuya masa ha disminuído de 2,74 gr. Deducir la composición centesimal del aire en masa.

8. Se hacen pasar 10 litros de aire puro y seco sobre el cobre calentado al rojo. ¿Cuál será el aumento de masa al cobre? ¿Cuáles son la masa y el volumen de nitrógeno recibido? (La masa de un litro de aire es 1,293 gr.).

PREGUNTAS

Citar los principales cuerpos que forman parte de la composición del aire atmosférico. Maneras de reconocer su presencia. ¿Qué papel desempeñan en la nutrición de los seres vivientes?

NITROGENO

1. Una sala tiene 5 m. de largo, 4 m. de ancho y 3,50 m. de alto. ¿Qué capacidad y qué masa de nitrógeno contiene esta sala?

2. Se descomponen por el calor 59 gr. de nitrito de amonio. ¿Qué cantidad de nitrógeno dará la reacción?

3. Conociendo la fórmula del ácido nítrico NO₃H. ¿Qué volúmenes de N, O, e H es necesario emplear para obtener 12,6 gr. de ácido nítrico?

4. ¿Qué volumen de aire habrá que emplear para tener el nitrógeno suficiente en la obtención de 2 toneladas de amoníaco de síntesis.

PREGUNTAS

Nitrógeno atmosférico y químico. Propiedades físicas y químicas del nitrógeno puro. Aplicaciones de estas propiedades.

AMONIACO

1. ¿Qué masa y qué volumen de gas se podría obtener de 224 gr. de cal viva sobre la sal amoniacal necesaria?

2. Se propone descomponer completamente por la cal viva 53,5 gr. de cloruro de amonio puro:

a) ¿Qué masa mínima de cal viva habrá que emplear?

b) ¿Qué gas se podrá recibir sobre la cuba de mercurio? y ¿cuál será su volumen en las condiciones normales.

3. Se hace llegar el gas amoníaco en exceso en un frasco que contiene 2 litros de cloro. Calcular el volumen, la masa de cloruro de amonio formado y la cantidad de nitrógeno desprendido.

4. a) Una tonelada de hulla da por destilación 80 litros de agua amoniacal que se neutraliza completamente con 5,6955 kg. de SO₄H₂. ¿Cuál es la naturaleza del producto obtenido y cuál es su peso?

b) Calcular el peso de gas amoníaco disuelto en 1 litro de agua amoniacal. ¿Cuál sería el volumen de dicho gas?

5. Se hace saltar la chispa eléctrica en un eudiómetro que contiene 25 cm.³ de amoníaco y 20 cm.³ de oxígeno. Después de la condensación del vapor de agua producido, ¿cuáles son los gases presentes y qué volumen ocupa cada uno?

PREGUNTAS

Propiedades físicas y químicas del gas amoníaco. Preparación del gas y de su solución.

Mostrar que, por sus propiedades químicas, este compuesto se parece a las bases alcalinas: HOK, HONa.

Indicar sus aplicaciones en la industria.

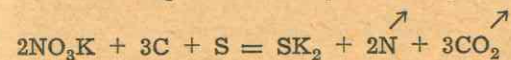
ACIDO NITRICO

1. ¿Qué masa de ácido nítrico puro es posible obtener con el nitrato de Chile, que contiene 95 % de nitrato de sodio puro? Suponiendo que el SO₄H₂ empleado contiene 1,5 % de agua, ¿qué masa habría que emplear?

2. Comparar las cantidades de NO₃H que se podría obtener empleando, sea 1 kilo de nitrato de potasio, o un kilo de nitrato de sodio.

3. ¿Qué volumen de gas amoníaco habrá que oxidar en presencia de un catalizador para obtener una tonelada de ácido nítrico puro?

4. La reacción de la explosión de la pólvora negra es:



a) Calcular la composición centesimal de la pólvora negra.

b) El volumen de la mezcla gaseosa resultado de la explosión de 1 gr. de pólvora.

c) El volumen de esta mezcla gaseosa, suponiendo que esté llevada por la explosión a la temperatura de 1.365°C., siendo la presión igual a 760 mm. de mercurio.

PREGUNTAS

Explicar la fórmula del nitrato de sodio natural.

Manera de extraer el NO₃H de dicha sal y bajo qué estado se lo obtiene.

Indicar las propiedades del HNO₃ y sus aplicaciones.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 198. Componentes del aire. — 199. Preparación del nitrógeno. — 200. Preparación del amoniaco. — 201. Solubilidad del amoniaco. — 202. Caracteres del amoniaco y de su solución. — 203. Preparación del ácido nítrico. — 204. Acción oxidante del ácido nítrico. — 205. Acción del ácido nítrico sobre las materias orgánicas. — 206. Agua regia. — 207. Caracteres del ácido nítrico. — 208. Caracteres de los nitratos.

198. Componentes del aire:

Comprobar la presencia del oxígeno en el aire. — Introducir un pequeño trozo de fósforo encendido debajo de una campana invertida, con aire; al consumirse el fósforo observar que el nivel de agua sube para ocupar el volumen del oxígeno consumido por el fósforo (fig. 162).

Comprobar la existencia del nitrógeno en el aire (fig. 162). — Introducir una vela encendida debajo de la campana del experimento anterior. Se apagará por ser el N. inapto para la combustión.

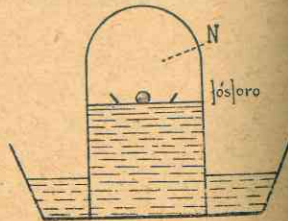


Fig. 162. - Comprobar la existencia de N en el aire.

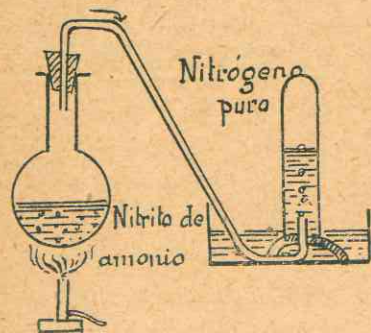


Fig. 164. - Preparación del nitrógeno puro.

vaso muy abierto, exponer agua de cal al aire; no tardará en formarse en la superficie del líquido una película blanca de carbonato de calcio (CO_2Ca), que es el resultado de la combinación del CO_2 del aire con el agua de cal $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Comprobar la existencia del vapor de agua en el aire. — Colocando sobre una botella llena de agua bien fresca, no es raro ver depositarse sobre sus paredes exteriores gotitas de agua: es el vapor de agua que se condensa.



Fig. 163. - El aire contiene gas carbónico.

Comprobar la existencia del anhídrido carbónico (fig. 163). — En un

199. **Preparación del nitrógeno** (fig. 164). — Calentar con cuidado en un matraz nitrito de amonio o una mezcla compuesta de 10 partes de nitrito de sodio, 8 partes de cloruro de amonio y 15 partes de agua. Se producirá N que podrá recibirse en una probeta invertida y llena de agua.

200. **Preparación del amoniaco.** — Calentar en un matraz pesos iguales de cloruro de amonio y de cal pulverizada. Echar bastante agua para mojar y cubrir la mezcla. Recoger el gas por desalojamiento del aire, con el frasco mantenido boca abajo y el tubo de desprendimiento tocando el fondo del frasco.

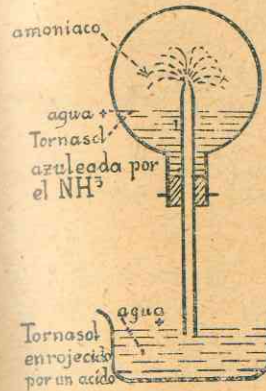


Fig. 165. - Solubilidad del amoniaco.

201. **Solubilidad del amoniaco** (fig. 165). — Se puede demostrar la gran solubilidad del NH_3 por el mismo experimento que para el ácido clorhídrico.

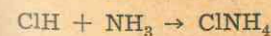
Llenar un frasco con NH_3 seco; cerrarlo rápidamente con un tapón que lleva un tubo afilado; introducirlo luego en el agua con tornasol

rojo de un recipiente. El agua se precipitará en un chorro violento en el frasco para absorber el gas que lo azulea inmediatamente.



Fig. 166.

202. **Caracteres del amoniaco y de su solución.** — Acercar una probeta con amoniaco a otra que contenga ácido clorhídrico concentrado (figs. 166-167). Observar entonces la formación de abundantes humos blancos debidos a las partículas sólidas de cloruro de amonio: ClNH_4 .



Verter algunas gotas de fenolftaleína en una solución de amoniaco; el líquido tomará color rosado; el amoniaco es básico en solución.

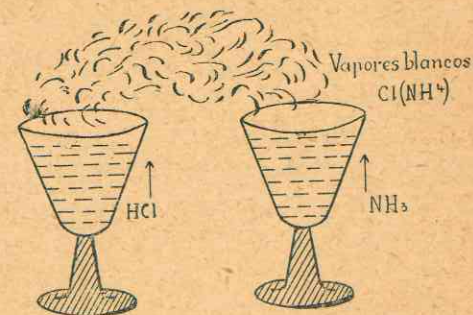


Fig. 167. - Acción del amoniaco sobre el ácido clorhídrico.

203. **Preparación del ácido nítrico.** — Introducir en una retorta unos 10 grs. de nitrito de sodio y cubrir con ácido sulfúrico; tomar las precauciones debidas para que la sustancia no se quede en el cuello; echar el ácido con un embudo.

Calentar suavemente; la reacción termina cuando vuelven a aparecer los vapores rojos que se observaron al principio. Recibir el ácido en un frasco de tapón esmerilado, enfriado con agua.

204. Acción oxidante del ácido nítrico sobre los metaloides.

1º **Azufre.** (Fig. 168). — Calentar un poco de ácido fumante en un tubo de ensayo; luego echar flor de azufre. Se desprenden vapores pardo-rojizos NO_2 ; averiguar la formación de SO_4H_2 agregando agua y algunas gotas de cloruro de bario (Cl_2Ba): abundante precipitado de sulfato de bario.

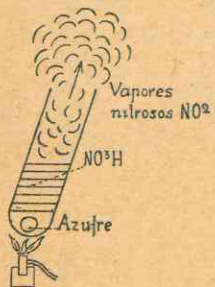
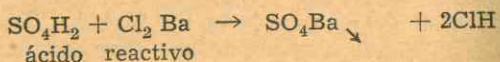
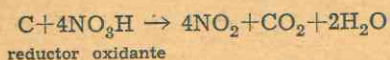


Fig. 168. - Acción del ácido nítrico sobre el azufre.



2º **Carbono.** (Fig. 169). — Calentar fuertemente en una cápsula de tierra refractaria carbón de madera pulverizada hasta que aparezcan puntos en ignición; luego dejar caer algunos centímetros cúbicos de ácido fumante. El carbono arderá produciendo chispas y se transformará en gas carbónico CO_2 ; se forman vapores nitrosos y vapor de agua.



3º Acción del NO_3H sobre el hierro:

Varía con el peso específico del NO_3H .

El NO_3H (p. e. 1,034 a 1,115) con el hierro da nitrato ferroso (NO_3)₂ Fe.

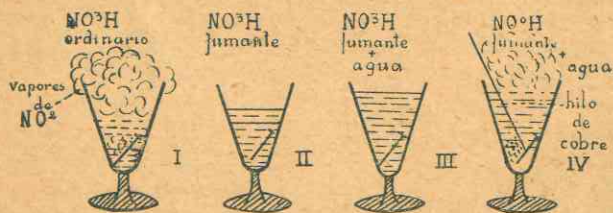


Fig. 170. - Experimento de hierro pasivo.

sivo. Fenómeno debido, según se cree, a la formación superficial de una

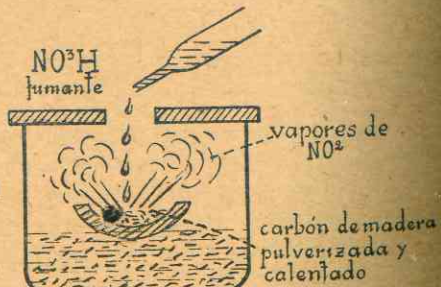


Fig. 169. - Acción oxidante del NO_3H sobre el carbón.

El NO_3H (p. e. superior a 1,115, supong. 1,3) da con el hierro nitrato férrico (NO_3)₃ Fe.

El NO_3H (p. e. 1,45) con el hierro no reacción; el hierro se vuelve pasivo.

capa de óxido sobre el hierro. El agua oxigenada H_2O_2 produciría el mismo efecto.

Esto lo comprobamos (fig. 170):

- I. — El hierro es atacado con viveza por el ácido nítrico ordinario.
- II. — Poner en el fondo de una probeta de pie algunos clavos de hierro y cubrirlos con ácido fumante; ningún ataque se produce.
- III. — Agregar al ácido fumante igual volumen de agua para diluirlo; observamos que los clavos no son atacados por este ácido diluido: el hierro se ha vuelto pasivo por el ácido fumante.
- IV. — Tocar los clavos con un hilo de cobre; la reacción se producirá al instante; vapores pardo-rojizos se desprenderán: se formará nitrato de hierro.

205. Acción sobre las materias orgánicas. — Introducir algunas fibras de lana blanca en el ácido nítrico ordinario contenido en una probeta de pie. Sacarlas sin arrastrar, con un agitador; se tiene una lana coloreada de amarillo dorado; una acción prolongada la deteriora; enjuagar con cuidado; sometida a los vapores de amoníaco la lana se vuelve anaranjada; estos tintes son muy estables.

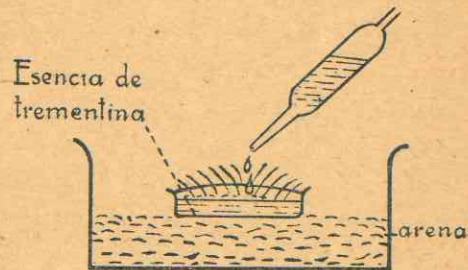


Fig. 171. - El NO_3H oxida la esencia de trementina.

Oxidación de la esencia de trementina. (Fig. 171). — Echar en una cápsula un poco de NO_3H fumante (3 a 4 c.c.) y un volumen igual de SO_4H_2 ; por medio de una pipeta dejar caer en la mezcla unas gotas de esencia de trementina; notar el olor, hay gran desprendimiento de gases: cada gota producirá explosión e inflamación; evitar las salpicaduras del líquido.

206. Agua regia. (Fig. 172). — A unos dos centímetros cúbicos de ácido nítrico agregar unos 5 c.c. de ClH puro y concentrado; calentar suavemente y notar la apariencia y el olor; disolver antimonio, estaño, oro, platino, etc.



Fig. 172. - El oro insoluble en los ácidos: ClH NO_3H , se disuelve en su mezcla (agua regia).

207. Caracteres del ácido nítrico:

- a) pone amarillo el sulfato de índigo;
- b) colorea la piel de amarillo;
- c) con el cobre da vapores rutilantes, coloreándose de verde.

208. **Caracteres de los nitratos.** — Calentar el nitrato con un poco de SO_4H_2 , observar los vapores rutilantes: si se agregó primeramente una viruta de cobre, se obtendrá un líquido azul, combinándose con el metal el NO_3H producido para formar nitrato de cobre.

Una solución de nitrato con brucina (alcaloide de la nuez vómica) y ácido sulfúrico da una coloración roja. Los nitratos sólidos o una solución con difenilamina y ácido sulfúrico concentrado da una coloración azul.

RESUMEN

I — PROPIEDADES DEL AIRE

El aire es un cuerpo gaseoso incoloro y por consiguiente invisible, pero cuya existencia se manifiesta por los vientos. Se lo puede trasvasar.

- | | | |
|--------------------------|---|---|
| Propiedades físicas | } | 1º El aire es pesado: 1 litro pesa 1,293 grs. a 0°C. bajo la presión de 76 cm. de mercurio. |
| | | 2º Se licúa (aire líquido) sometiéndolo a fuerte presión y muy baja temperatura. |
| | | 3º Se disuelve en el agua en la proporción de 25 c.c. por litro de agua. |
| Propiedades químicas .. | } | 1º El aire es necesario para las combustiones. |
| | | 2º " " " " para la vida (animal y vegetal). |
| | | 3º Produce la herrumbre de los metales (hierro, cobre, mercurio). |

II — COMPOSICION DEL AIRE

- | | | | |
|--------------------------------|---|----------------|--|
| Experimento de Lavoisier | } | 1ª parte | { Mercurio calentado al contacto del aire; formación de películas rojas y disminución del volumen del aire.
El gas restante es nitrógeno. |
| | | 2ª parte | { Películas rojas calentadas: descomposición en mercurio y oxígeno. |
| | | Conclusión .. | { El aire es una mezcla formada principalmente de oxígeno (1/5 y de nitrógeno 4/5). |
| Análisis del aire.. | } | En volumen .. | 1º Por el fósforo en frío (formación de P_2O_3). |
| | | | 2º Por el fósforo en caliente (formación de P_2O_5). |

Otros componentes del aire además del oxígeno y nitrógeno

- 1º gases raros .. { (Argón, Neón, Helio, Kriptón, Xenón...) que quedan mezclados con el nitrógeno formando con él el nitrógeno atmosférico.
- 2º anhídrido carbónico { Debido a las combustiones, a la respiración, etc.
Su presencia se descubre por el agua de cal.
Su proporción en el aire es constante: $\frac{4}{10.000}$
- 3º vapor de agua { Debido a la acción del calor sobre el agua del globo terráqueo y a la respiración.
Su presencia se descubre por la condensación al contacto de un cuerpo frío.
Se lo puede absorber por el SO_4H_2 , el Cl_2Ca .
- 4º polvo atmosférico. { Partículas orgánicas.
Partículas inorgánicas.

Composición { 100 litros de aire puro contienen:
21 litros de oxígeno,
79 „ de nitrógeno y gases raros.
100 grs. de aire contienen:
23 grs. de oxígeno,
77 „ de nitrógeno y gases raros.

El aire es una mezcla y no una combinación.

III — APLICACIONES DEL AIRE

Papel desempeñado por los constituyentes del aire ... { El oxígeno es el agente de las combustiones y de la respiración.
El nitrógeno modera la acción del oxígeno. Forma parte de la composición de todos los seres vivientes.
El anhídrido carbónico contribuye a la nutrición de los vegetales clorofilianos.
El vapor de agua es indispensable a los animales y a las plantas.

Usos industriales ... { El aire atmosférico es empleado como oxidante.
El aire comprimido sirve de fuerza motriz.
El aire líquido es un refrigerante, un explosivo y una fuente de oxígeno y de nitrógeno.

NITROGENO: =

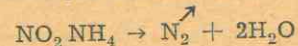
Estado natural { En estado libre; existe en el aire donde forma las 4/5 partes (nitrógeno atmosférico).
En estado de combinación { Forma numerosos compuestos naturales y artificiales (nitrógeno químico).
Existe en numerosos compuestos orgánicos, como los proteidos (nitrógeno orgánico).

Preparación del nitrógeno atmosférico:

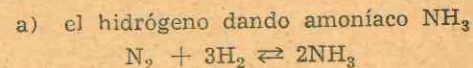
En los laboratorios .. { 1º Por el fósforo (arde dando P_2O_5).
2º Por el cobre calentado (absorbe el O. del aire para formar Cu O).
En la industria { Destilación fraccionada del aire líquido.

Preparación del nitrógeno puro:

En los laboratorios .. { Descomponiendo por el calor el nitrito de amonio



Propiedades físicas .. { 1º Gas incoloro, inodoro, insípido.
2º Poco soluble en agua, difícilmente licuable.
3º Densidad: 0.97.
1º No mantiene la combustión ni la vida.
2º En frío no se combina con ningún cuerpo.
3º En caliente puede combinarse con:



Propiedades químicas { b) el oxígeno dando óxido de nitrógeno NO, transformable en ácido nítrico NO_3H .
c) el carburo de calcio C_2Ca dando cianamida cálcica CN_2Ca .

Aplicaciones { Función muy importante en la naturaleza.
Utilizado para fabricar el amoníaco, el ácido nítrico de síntesis, la cianamida cálcica, el nitrato de calcio y sus derivados.

GAS AMONIACO: $\text{NH}_3 = 17$

Hay que distinguir el gas amoníaco de su disolución en agua, llamada solución amoniacal, o álcali volátil $\text{HO}(\text{NH}_4)$.

Estado natural del gas amoníaco
1º En estado libre: existe en muy pequeña cantidad en la atmósfera.
2º En estado de combinación: forma sales amoniacales.

Preparación del gas amoníaco en los laboratorios
1º Calentar una sal de amonio con la cal (CaO); recogiendo el gas sobre el mercurio o por desplazamiento del aire.
$$2\text{ClNH}_4 + \text{CaO} \rightarrow \text{Cl}_2\text{Ca} + 2\text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$$

2º Calentar la disolución amoniacal del comercio.
1º Extracción de las aguas amoniacales que provienen de la destilación de la hulla y de las aguas cloacales. Estas aguas son calentadas con una lechada de cal.

Preparación del gas amoníaco en la industria
2º Procedimiento de síntesis: un volumen de N y de H fuertemente comprimido y calentado en presencia de un catalizador se transforma en amoníaco NH₃ (procedimiento Haber)
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow[\text{600}^\circ\text{C. y 200 at.}]{\text{Fe}} 2\text{NH}_3$$

El gas amoníaco así preparado se disuelve en agua (solución amoniacal), o se licúa, o es transformado en sales amoniacales.

Propiedades físicas del gas amoníaco ..
1º Gas incoloro, de olor vivo y picante, provoca las lágrimas; de sabor cáustico.
2º Es más liviano que el aire: densidad 0.59.
3º Muy soluble en agua (experimento del surtidor).
4º Fácil de licuar.

Propiedades químicas del gas amoníaco
1º Puede ser descompuesto parcialmente por el calor y la electricidad $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
2º acción del oxígeno ..
1º Incombustible en el aire.
2º Combustible en el O en presencia de una llama.
3º En presencia de un catalizador, calentado, se transforma en ácido nítrico.
$$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 6\text{H}_2\text{O} \uparrow + 2\text{N}_2 \uparrow$$

$$\text{NH}_3 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_3\text{H} \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$$

3º El cloro descompone el amoníaco
$$4\text{NH}_3 + 6\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 12\text{ClH}$$

$$\text{NH}_3 + \text{ClH} \rightarrow \text{ClNH}_4$$

Propiedades básicas de la solución amoniacal
1º $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HO}(\text{NH}_4)$
2º La solución amoniacal azulea el tornasol enrojecido por un ácido.
3º Se combina con los ácidos dando sales de amonio:
$$\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{SO}_4(\text{NH}_4)_2$$

4º Desplaza de sus sales las bases más débiles insolubles:
$$\text{SO}_4\text{Cu} + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{SO}_4(\text{NH}_4)_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2$$

Hipótesis sobre el amonio ..
La presencia del hidróxido de amonio (NH₄OH) en la solución amoniacal ha sido supuesta para explicar las propiedades básicas de la solución amoniacal.
Este hidróxido no ha podido ser aislado, pero sí el radical monovalente (NH₄) amonio.

Caracteres del amoníaco y de su solución
1º Olor picante, provoca las lágrimas.
2º El tornasol enrojecido se azulea y la fenolftaleína se enrojece.
3º Humos blancos en presencia del ácido clorhídrico.

Aplicaciones ..
En la industria {
1º Preparación de las sales amoniacales (sulfato de amonio).
2º Preparación del ácido nítrico de síntesis, del carbonato de sodio, de la seda artificial.
3º Empleo en las máquinas frigoríficas.
En los laboratorios: reactivo.
En medicina: contra las picaduras, la ebriedad, el meteorismo.

ACIDO NITRICO O AZOTICO NO₃H = 63

Estado natural: abunda bajo forma de nitratos: de potasio, de sodio y de calcio.

Preparación {
En los laboratorios ..
Descomposición de un nitrato por el ácido sulfúrico y el calor.
$$\text{NO}_3\text{K} + \text{SO}_4\text{H}_2 \rightarrow \text{SO}_4\text{HK} + \text{NO}_3\text{H} \uparrow$$

En la industria
Descomposición del nitrato de sodio por el ácido sulfúrico y el calor.
$$\text{NO}_3\text{Na} + \text{SO}_4\text{Na}_2 \rightarrow \text{SO}_4\text{HNa} + \text{NO}_3\text{H} \uparrow$$

$$\text{NO}_3\text{Na} + \text{SO}_4\text{HNa} \rightarrow \text{SO}_4\text{Na}_2 + \text{NO}_3\text{H} \uparrow$$

Preparación	En la industria	a) Oxidación del gas amoníaco por el aire en presencia de un catalizador. $\text{NH}_3 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2\text{H} + \text{H}_2\text{O}$	
	2º Procedimiento de síntesis	b) Acción del arco eléctrico sobre el aire: formación de productos nitrosos que con el agua dan NO_2H .	
Propiedades físicas	...	Líquido incoloro, o coloreado de amarillo por vapores nitrosos; presenta dos variedades principales:	
		a) el ácido fumante, de densidad 1,52, hierve a 86°C. b) el ácido ordinario, de densidad 1,42, hierve a 123°C.	
Propiedades químicas	I El ácido nítrico es un ácido fuerte	1º Enrojece el tornasol y la heliantina, descolora la fenolftaleína enrojecida por una base.	
		2º Con las bases dan sales (nitratos) y agua. $\text{NO}_2\text{H} + \text{Na OH} \rightarrow \text{NO}_3 \text{Na} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO}_2\text{H} + \text{Ca (OH)}_2 \rightarrow (\text{NO}_3)_2\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O}$	
		3º Ataca la mayor parte de los metales para dar nitratos, con desprendimiento de vapores nitrosos (en particular el NO_2).	
		4º Descompone las sales de los ácidos débiles: $\text{CO}_3\text{Ca} + 2\text{NO}_2\text{H} \rightarrow (\text{NO}_3)_2\text{Ca} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
		II	
	Propiedades oxidantes	a) Oxidación de los cuerpos simples: H, S, P, C, etc. b) Oxidación del gas sulfuroso SO_2 transformado en SO_4H_2 . c) Oxidación de las materias orgánicas y acción peligrosa sobre el organismo.
		III Propiedades nitrantes
	Reconocimiento		1º Pone amarillo el sulfato de índigo.
			2º Con el cobre, produce vapores rutilantes de peróxido de nitrógeno. NO_2 .
		3º Con el sulfato de difenilamida da azul.	

Aplicaciones	a) Preparar el ácido sulfúrico.
		b) Fabricar los nitratos de calcio y de amonio.
		c) Fabricar explosivos y materias colorantes.
		d) Grabar sobre cobre. Quitar el cardenillo al cobre.
		e) Preparar el agua regia (mezcla de ClH y NO_2H).

CAPITULO X
AZUFRE Y SUS COMPUESTOS

I — PARTE TEORICA



Sumario: 209. Azufre, estado natural. — 210. Extracción del azufre. — 211. Refinación del azufre. Aplicaciones. — 212. **Propiedades físicas del azufre.** — 213. **Estados alotrópicos** y polimorfismo. — 214. Propiedades químicas del azufre. — 215. Aplicaciones. — 216. Compuestos de azufre con el H y con el O. — 217. Acido sulfhídrico. Obtención. — 218. Anhídrido sulfuroso (**Dióxido de azufre**). Preparación. Propiedades. — 219. Anhídrido sulfúrico (**Trióxido de azufre**). — 220. **Acido sulfúrico.** — 221. **Obtención.** — 222. **Propiedades.** — 223. Usos. — 224. Sulfatos: propiedades. — 225. Selenio: propiedades. — 226. Teluro. Propiedades.

Símbolo: **S**

Molécula:	{	S ₈ líquido amarillo 114°C.	AZUFRE	Valencia: 2, 4 y 6
		S ₄ vapor 600°C.		Densidad: 2,07
		S ₂ vapor 1.000°C.		Peso atómico: 32,06
		S monoatómico .. 2.000°C.		Nº atómico: 16

209 **Estado natural.** — El azufre se encuentra en estado nativo en las regiones volcánicas, principalmente en Sicilia, Japón, Méjico, etc. En la Luisiana (E. U. A.) existen gruesas capas subterráneas de azufre nativo.

Al estado de combinación, en forma de *sulfuros* metálicos: piritas de hierro (S₂Fe); de cobre (SCu₂); de galena (SPb); blenda (SZn); cinabrio (SHg); de sulfato de calcio (SO₄Ca); sustancias albuminoideas (huevos).

210. **Extracción:**

a) **Método siciliano de los Calcaroni** (1) (fig. 173). Se hacen en las tierras sulfurosas unos montones dispuestos de modo que tengan en su interior huecos por donde pueda circular el aire; estos montones descansan sobre un plano inclinado para que el azufre fundido se reúna en la parte más baja, de donde es llevado por un conducto en depósitos o moldes. Se enciende el mineral, el calor se trasmite a toda la masa la cual se funde, cae al fondo y va a solidificarse en las cubetas exteriores. El azufre se obtiene con relativa pureza.

(1) Este método se usa en Sicilia y donde el combustible es caro

b) **Procedimiento por destilación o de los Doppioni** (fig. 174). Se introducen las arenas sulfuríferas en unos recipientes de gres (harro) colocados en un horno de reverbero. Se enciende la ma-

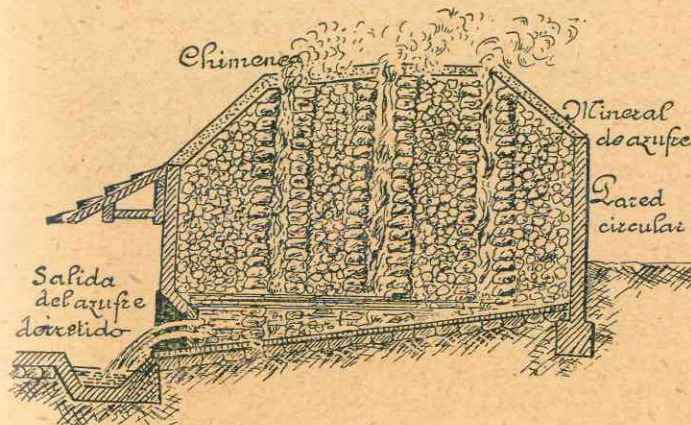


Fig. 173. - Extracción del azufre. Método de Calcaroni.

dera que sirve de combustible. Los vapores de azufre que se desprenden por la acción del calor se condensan en los recipientes exteriores al horno, y el azufre líquido pasa a unas cubetas con agua fría donde se solidifica.

c) **Procedimiento americano. Método Frasch** (Luisiana) (figura 175). — En Luisiana y Texas el yacimiento de azufre se halla a unos 24 metros de la superficie. El método

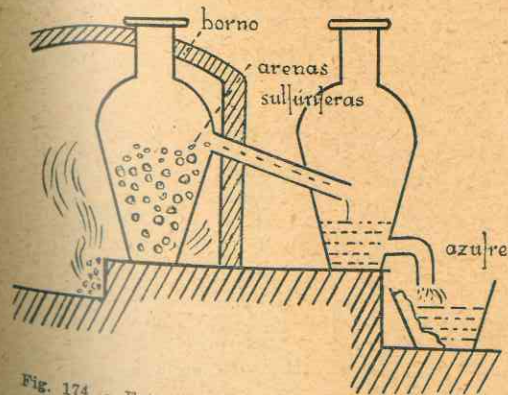


Fig. 174. - Extracción del azufre por destilación. Método de los Doppioni.

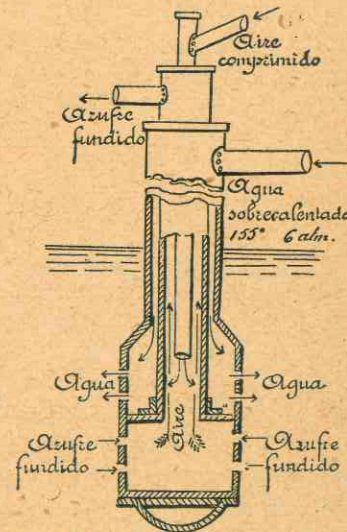


Fig. 175. - Extracción del azufre. Procedimiento americano. Método de Frasch.

de extraerlo ideado por *Hermann Frasch* permite atravesar estratos de rocas durísimas hasta donde se encuentran los estratos de azufre bastante puro. Se excava como para los pozos de petróleo, un agujero de unos 25 cm. de ancho, revestido por un tubo de hierro que llega hasta la roca donde se halla el azufre. Dentro de este tubo se disponen otros tres concéntricos: 15, 7½ y 2½ cm., los cuales se introducen en el estrato de azufre. A través de los dos tubos exteriores se obliga al agua bajo presión y sobrecalentada a 170°C a introducirse en el depósito donde funde el azufre, que se acumula en una balsa o charco en el fondo del estrato.

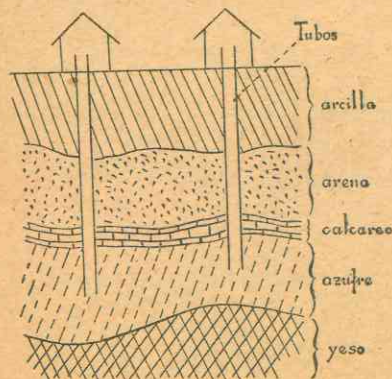


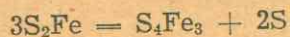
Fig. 176. — Corte longitudinal de un yacimiento de azufre (Luisiana).

Cuando ha pasado tiempo suficiente para que se haya fundido una cierta cantidad de azufre, se introduce aire caliente por el tubo interior. El aire forma una especie de espuma con el azufre fundido y esta espuma es obligada a subir hacia la superficie por medio del tubo restante.

El azufre es extraído por medio de una bomba de aluminio. El producto que así se obtiene es de una pureza de 99%.

En Alaska se han hallado depósitos superficiales de origen volcánico.

d) *Calcinando las piritas.* — Se calcinan las piritas de hierro ($S_2Fe \rightarrow S = S = Fe$) en recipientes cerrados, tomando la precaución de no elevar demasiado la temperatura, lo que dañaría las vasijas de gres.



211. *Refinación del azufre. Aparato Laming* (fig. 177). — Para obtener el azufre puro se lo destila; los vapores van a condensarse en unos cuartos grandes de mampostería. Los primeros vapores que se condensan al contacto de las paredes frías forman un polvo fino, la

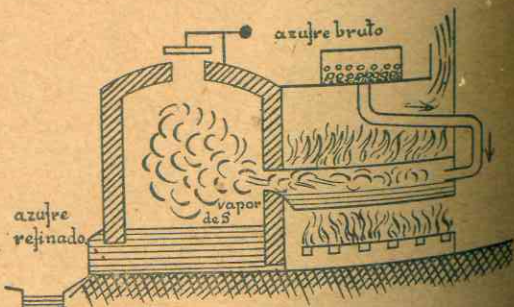


Fig. 177. — Refinación del azufre.

flor de azufre; si la destilación es muy activa o superior a 113°C. las paredes se calientan mucho y el azufre líquido corre a los lados de ellas y se reúne en un plano inclinado; de ahí cae en unos moldes de madera rodeados de agua fría, en los cuales se solidifica en *barras*.

212. **Propiedades físicas del azufre:**

Aspecto: cuerpo sólido, amarillo limón.

Inodoro, insípido.

Densidad: 2.07. Vapores: 6,6 (variable según la temperatura).

A 860°C.: densidad 2,2 (Constante).

Soluble en sulfuro de carbono.

Es mal conductor del calor y de la electricidad; entregado con la mano un trozo de azufre produce un ruido especial (grito de azufre), debido a la ruptura de los cristales. Por el frote se electriza negativamente.

Acción del calor sobre el azufre (fig. 178):

Debajo de 115°C. es sólido (I).

a 115°C. es líquido amarillo claro (II).

a 200°C. es líquido moreno oscuro viscoso (III).

a 230°C. se vuelve de nuevo flúido (IV).

a 448°C. entra en ebullición (V).

213. **Estados alotrópicos.** — Se entiende por estados alotrópicos del azufre los diferentes aspectos físicos bajo los cuales puede presentarse sin alterar sus propiedades químicas. Según su estado alotrópico, el azufre presenta distintas propiedades.

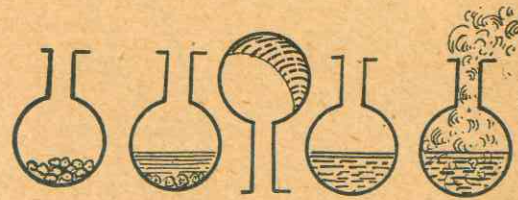


Fig. 178. — Acción del calor sobre el azufre.

Los estados alotrópicos del azufre son: dos formas cristalizadas y dos amorfas.

1º **Azufre cristalizado:**

a) *Por fusión.* El azufre fundido y enfriado lentamente cristaliza a los 112°C. en agujas prismáticas (sistema monoclinico) (fig. 179);

b) *Por disolución.* La disolución del S en el sulfuro de carbono (S₂C) da por evaporación octaedros ortorrómbicos (fig. 179);

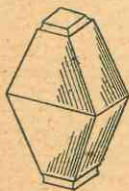


Fig. 179. - Azufre prismático.

2º **Azufre amorfo.** Las dos formas amorfas del azufre son: la forma *soluble* y la forma *insoluble* en el sulfuro de carbono. El **azufre amorfo soluble** es un precipitado blanquecino que se transforma fácilmente en azufre cristalizado. El **azufre amorfo insoluble**, es el llamado azufre elástico. El S calentado a unos



Fig. 180 - Azufre octaédrico.

250° C. y echado en el agua da una masa elástica pegajosa que es azufre blando, plástico o elástico. Después de varios días se endurece y se transforma en azufre octaédrico (fig. 180).

Polimorfismo.— El polimorfismo es la propiedad que posee un cuerpo de presentarse bajo diferentes formas cristalinas. El caso del azufre es de **dimorfismo**, por ser dos sus formas cristalinas: la forma prismática (del sistema monoclinico) y la forma octaédrica (del sistema rómbico).

214. **Propiedades químicas.**— El azufre es combustible, arde con el oxígeno o en el aire con una llama azul, dando anhídrido sulfuroso:

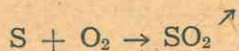


Fig. 181. - Reducción del SO₄H₂ por el azufre.

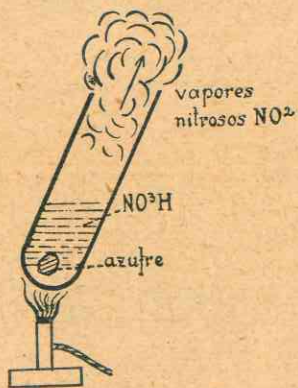
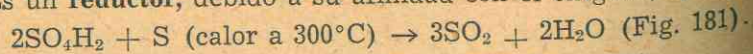


Fig. 182. - Reducción del NO₃H por el azufre.

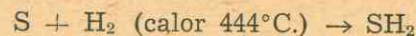


Fig. 183. - Combinación del azufre con el hierro.

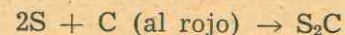
Es un **reductor**, debido a su afinidad con el oxígeno, ejemplo:



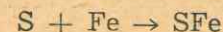
Con el H bajo la acción del calor da ácido sulfhídrico:



Se combina con la mayoría de los *metaloides*: C, As, Sb, dando sulfuros, ejemplo:



Se combina con los *metales* a temperatura más o menos elevada dando sulfuros metálicos (fig. 183):



215. Aplicaciones:

1º *En la industria.* Para la obtención del anhídrido sulfuroso y ácido sulfúrico, preparar el sulfuro de carbono, hiposulfitos, cerillas, pólvora negra, vulcanizar el caucho, preparar la ebonita, etc.

2º *En medicina.* Para combatir enfermedades de la piel, destruir el oidium de la vid.

216. COMPUESTOS DEL AZUFRE CON EL HIDROGENO Y EL OXIGENO:

1º <i>Compuestos con H:</i>		
ácido sulfhídrico	SH ₂	S — H H
2º <i>Compuestos oxigenados:</i>		
Anhídrido sulfuroso	SO ₂	S = O O
Anhídrido sulfúrico	SO ₃	S = O O
Anhídrido persulfúrico	S ₂ O ₇	O — S = O O — S = O O
Acido sulfuroso	SO ₃ H ₂	O = S OH

Acido sulfúrico	SO_4H_2	$\begin{array}{c} O \\ // \\ S < \\ \backslash \\ O \end{array} \begin{array}{c} OH \\ OH \\ OH \end{array}$
Acido persulfúrico	$S_2O_8H_2$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ S < \\ \backslash \\ O \end{array} \begin{array}{c} O \\ // \\ S < \\ \backslash \\ O \end{array} \begin{array}{c} OH \\ OH \\ OH \end{array}$
Acido hiposulfuroso	$S_2O_3H_2$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ S < \\ \backslash \\ O \end{array} \begin{array}{c} SH \\ OH \\ OH \end{array}$
Acido hidrosulfuroso	$S_2O_4H_2$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ S - \\ \backslash \\ O \end{array} \begin{array}{c} OH \\ OH \end{array}$
Acido piro-sulfuroso	$S_2O_5H_2$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ S - \\ \backslash \\ O \end{array} \begin{array}{c} O \\ // \\ S - \\ \backslash \\ O \end{array} \begin{array}{c} OH \\ OH \end{array}$
Acido piro-sulfúrico	$S_2O_7H_2$	$\begin{array}{c} O \\ // \\ S - \\ \backslash \\ O \end{array} \begin{array}{c} O \\ // \\ S - \\ \backslash \\ O \end{array} \begin{array}{c} OH \\ OH \end{array}$

HIDROGENO SULFURADO (Acido sulfhídrico) SH_2

158. Estado natural. — Se encuentra en las aguas termales sulfurosas, en las emanaciones volcánicas, en los lugares donde se producen descomposición de materias orgánicas.

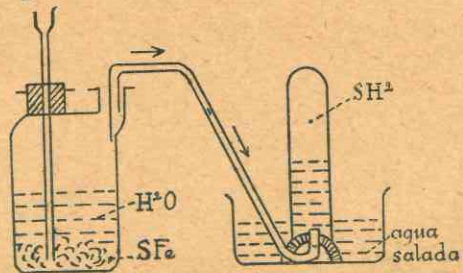


Fig. 184. Preparación del ácido sulfhídrico.
Nota: Donde dice H_2O , léase SO_4H_2 .

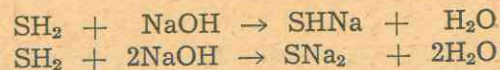
Preparación (fig. 184). — Tratando un sulfuro metálico por el ácido sulfúrico o clorhídrico:



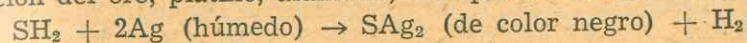
Propiedades físicas. — Es un gas incoloro, olor fétido a huevos en descomposición. Densidad: 1,18. La solución se llama "agua sulfhídrica".

La solución se prepara con agua hervida y se conserva en frascos llenos y bien cerrados.

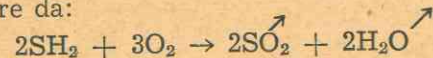
Propiedades químicas. — Enrojece débilmente la tintura de tornasol. Con las bases da 2 sales: sulfuro ácido (sulfhidrato) y neutro.



Se combina con los metales dando también sulfuros (con excepción del oro, platino, aluminio) con producción de calor:



Es combustible (así como sus dos componentes S y H). En presencia del aire da:



Si la combustión se efectúa en una probeta el H sólo, arde. Es decir, llega sólo a separar el S y H, éste arde

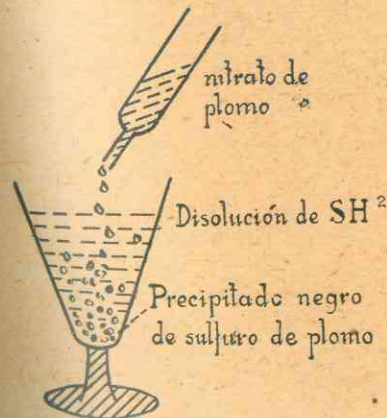
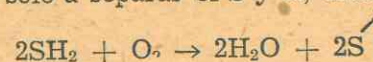


Fig. 185. Reactivo del ácido sulfhídrico.

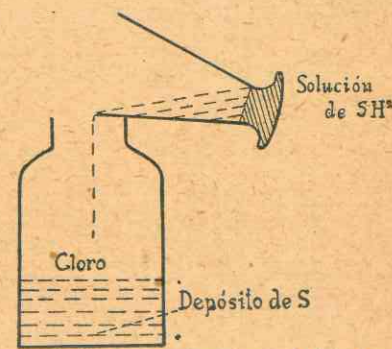
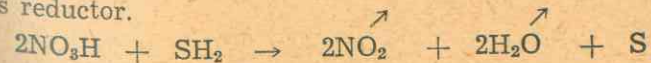
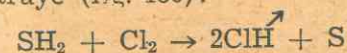


Fig. 186. - Destrucción del SH_2 por el cloro.

Es reductor.



El cloro lo destruye (fig. 186):



Esta reacción explica la propiedad desinfectante del cloro y su empleo para combatir la asfixia por el SH₂

Acción fisiológica. — El SH₂ es un tóxico de los más violentos. Una ventilación eficaz es el mejor medio de prevenir toda desgracia. Para combatir el malestar ocasionado por la respiración de un poco de SH₂, se respira oxígeno puro o cantidades muy pequeñas de cloro; éste se obtiene echando unas gotas de vinagre sobre un poco de cloruro de cal.

Reactivo. — Con una solución de nitrato o de acetato de plomo da un precipitado negro de sulfuro de plomo (fig. 185).

Aplicaciones. — El SH₂ gaseoso o disuelto se emplea en los laboratorios para el análisis de las sales. Las aguas sulfurosas se emplean en baños contra las enfermedades de la piel, y son de uso interno para las afecciones de la laringe.



218. Historia. — El SO₂ se conoce desde la más remota antigüedad, como el azufre que lo produce cuando arde en el aire. Gay Lussac determinó su composición.

Estado natural. — En las regiones volcánicas.

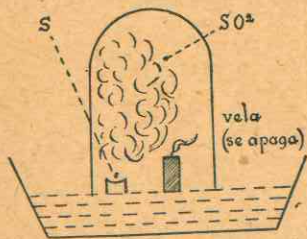


Fig. 187. — Preparación del SO₂.

Preparación. — Se obtiene el SO₂ por la combustión del azufre (fig. 187), o por tostación de los sulfuros en el aire (fig. 188):

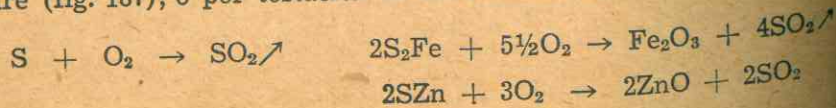


Fig. 188. — Obtención del SO₂ por tostación de las piritas.

En el laboratorio, se obtiene por descomposición del ácido sulfúrico. Se calienta en un balón, ácido sulfúrico y un poco de cobre o de mercurio (fig. 189).

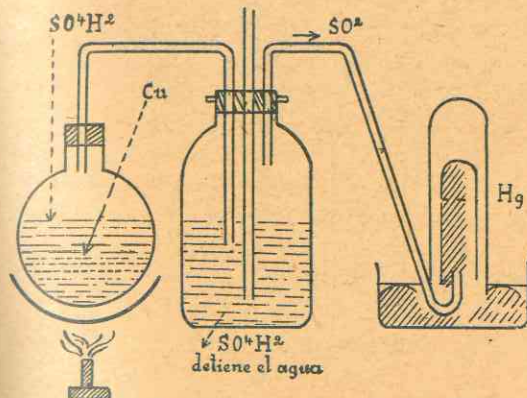
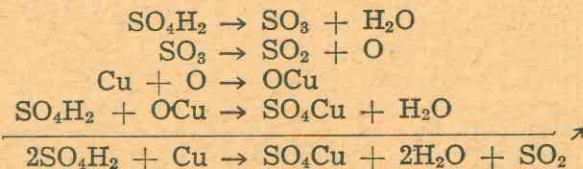


Fig. 189. — Preparación del anhídrido sulfuroso.

El agua disuelve 80 vol. de este gas a 0°C. Se licúa fácilmente (figura 190).

Se vende en sifones análogos a los de agua de Seltz.

Al evaporarse el SO₂ líquido, produce un frío considerable que puede llegar hasta -57°C.

Propiedades químicas. — Por acción de la chispa eléctrica o del calor, el SO₂ se disocia parcialmente en S y O. El O libre reacciona sobre el SO₂ no descompuesto, dando anhídrido sulfúrico (SO₃).

El SO₂ no es comburente ni combustible, pero se oxida fácilmente en presencia de un catalizador (*musgo de platino*), figura 191.

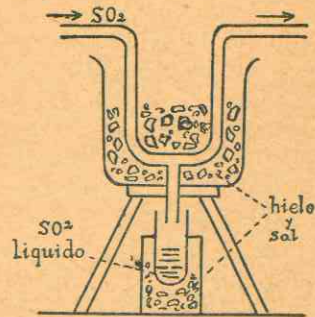


Fig. 190. — Licuación del SO₂.

Se recibe el gas seco en la cuba de mercurio o por el desalojamiento del aire.

La disolución se ha de preparar con agua hervida privada de aire.

Propiedades físicas. — El SO₂ es un gas incoloro de olor picante. Su densidad es de 2,26.

Soluble en el agua.

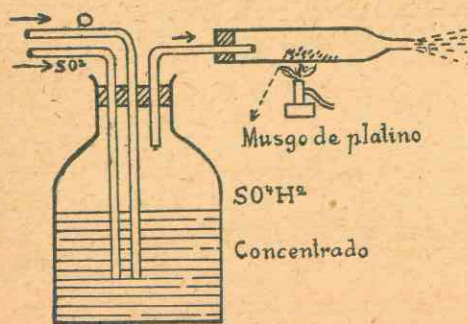


Fig. 191. — Oxidación del SO₂ en presencia del musgo de platino.

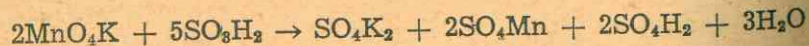


Es reducido por el H al rojo:
SO₂ + 3H₂ → SH₂ + 2H₂O

En muchos casos es reductor:



Reduce algunas sales férricas, sales de oro; el permanganato de potasio se decolora al reaccionar con ácido sulfuroso (fig. 208, parte experimental):



Destruye algunas materias colorantes apoderándose de su O; vino, violetas (fig. 209, parte experimental); el color reaparece en algunos casos después de una exposición al aire.

Aplicaciones. — El SO₂ se usa en la preparación del ácido sulfúrico. El SO₂ líquido se emplea en la refinación del petróleo; en la fabricación del hielo, por el frío que produce al pasar al estado gaseoso.

El poder descolorante del SO₂ tiene aplicación en el blanqueo de la lana, seda, plumas, pajas, etc. El SO₂ destruye los microbios, por esta razón se emplea como desinfectante en los hospitales y otros lugares (quemando S o evaporando SO₂ líquido); se utiliza también para apagar fuegos de chimenea.

Disuelto en agua da reacción ácida (formación de ácido sulfuroso: SO₃H₂) (figura 192).

Da con los álcalis dos clases de sales: sulfito ácido y neutro.

Ejemplo:

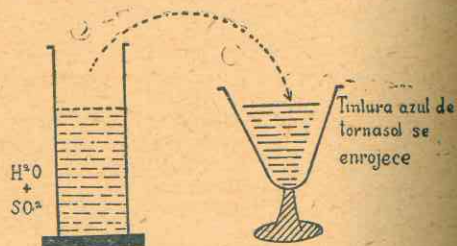


Fig. 192. — Disolución del SO₂ en agua.

TRIOXIDO DE AZUFRE O ANHIDRIDO SULFURICO: $\text{S} \begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \text{=} \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$

219. El anhídrido sulfúrico no existe libre en la naturaleza.

Preparación. — El anhídrido sulfuroso (SO₂) producido por la combustión del azufre (fig. 193) se transforma en anhídrido sulfúrico (SO₃) por la acción oxidante del amianto platinado (fibras de amianto humedecidas en una solución de cloruro de platino (Cl₄Pt), calcinadas). El SO₃ se condensa en el tubo enfriado.

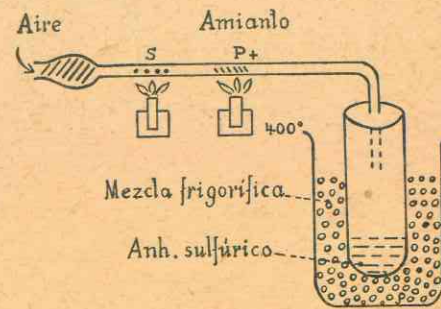
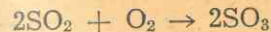


Fig. 193. — Preparación del anhídrido sulfúrico.

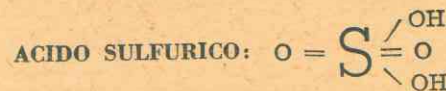


Propiedades. — El SO₃ es un sólido blanco, cristalizado. Su densidad es de 1,97.

Es un oxidante poderoso; por el calor se descompone en SO₂ y O.

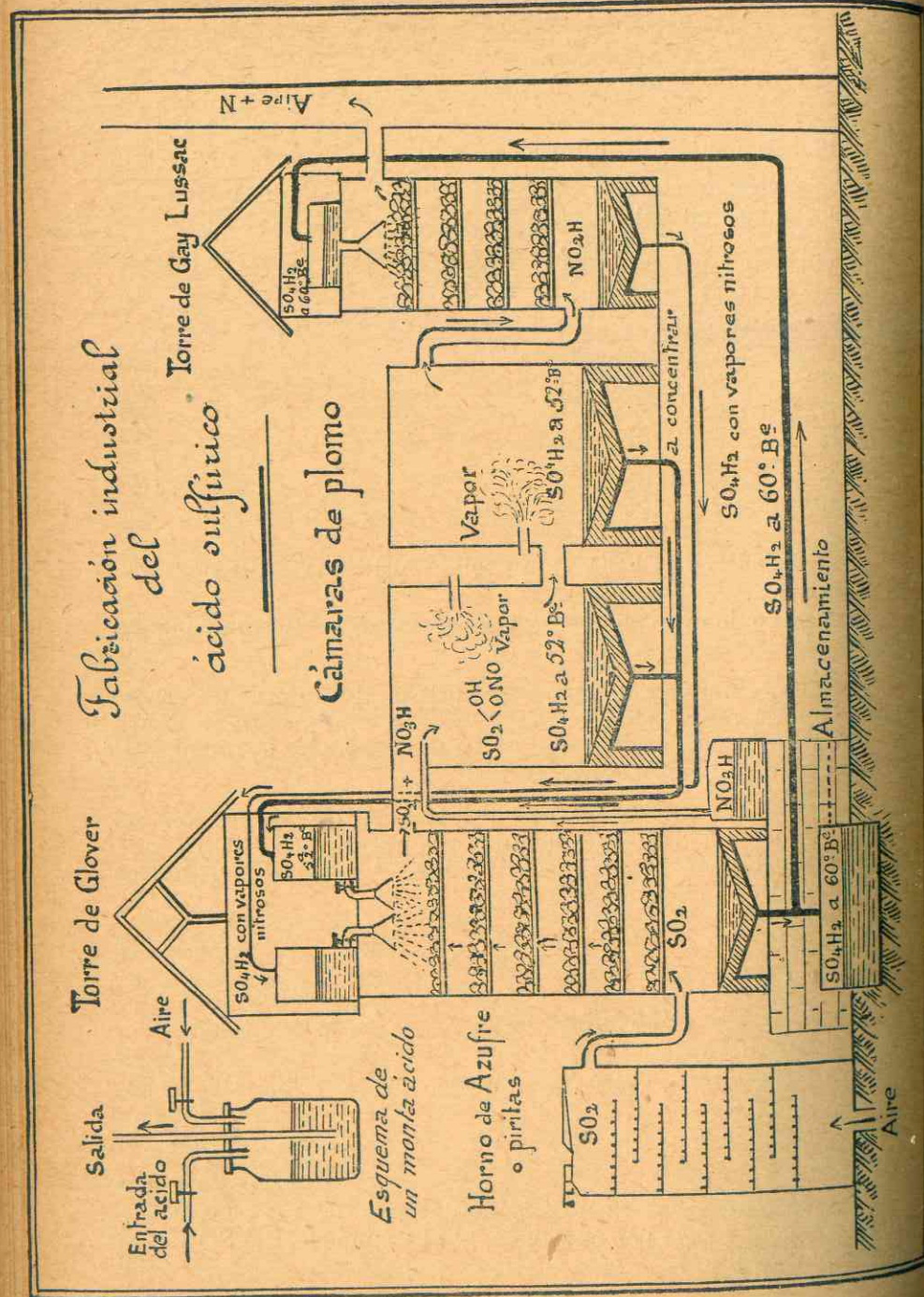
El SO₃ es muy ávido de agua; expuesto al aire produce espeso humo blanco muy irritante; proyectado en el agua forma SO₄H₂ y produce el mismo ruido que el hierro candente. Carboniza las sustancias orgánicas y se ennegrece.

Aplicaciones. — El SO₃ se utiliza para la preparación del SO₄H₂ y del ácido de Nordhausen o piro-sulfúrico S₂O₇H₂ que puede considerarse como una disolución de anhídrido sulfúrico en ácido sulfúrico concentrado 98 %.



220. **Historia.** — El ácido sulfúrico parece haber sido conocido desde el siglo XIII; los alquimistas lo obtuvieron por destilación del vitriolo verde (sulfato de hierro); de ahí su nombre de aceite de vitriolo. Lavoisier indicó su composición.

Estado natural. — En los manantiales de las regiones volcánicas donde se forma por oxidación, al aire húmedo, del SO₂ arrojado por los volcanes.



Abunda en forma de sulfatos de calcio (SO₄Ca, 2H₂O. gipso), de bario, etc.

221. **Preparación.** — La industria obtiene el SO₄H₂ por dos métodos: el método de las cámaras de plomo y el método de contacto.

I. Método de las cámaras de plomo. (Fig. 194).

La instalación consta:

- 1º de una torre de Glover;
- 2º de tres o más cámaras de plomo;
- 3º de la torre de Gay Lussac.

La preparación industrial se basa en la oxidación del anhídrido sulfuroso.

El oxidante empleado es el ácido nítrico (NO₃H).

La torre de Glöver mide 3 m. de diámetro por 12 a 15 m. de alto. Las paredes están formadas de láminas de plomo forradas por dentro con ladrillos silíceos. La torre está llena de cok que ofrece mucha superficie de contacto a los líquidos y gases que circulan por la torre.

La parte superior lleva dos depósitos que contienen: el uno SO₄H₂ a 52° Bé. formado en las cámaras de plomo y el otro SO₄H₂ cargado de vapores nitrosos que vienen del pie de la torre de Gay Lussac. Tiene un triple objeto: 1º enfriar los gases al contacto de la lluvia fría de ácido que cae de la parte superior; 2º concentrar de 52° a 60° el ácido de la cámara de plomo; 3º quitar los vapores nitrosos al ácido recogido al pie de la torre de Gay Lussac.

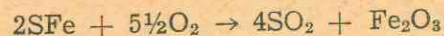
Cámaras de plomo. — Son generalmente tres cámaras cuyo volumen total varía entre 4000 y 6000 m³. En las dos primeras entra un chorro de vapor de agua.

En la primera entran también los gases de la torre de Glöver y un poco de vapores de NO₃H.

En las cámaras se verifica la oxidación del SO₂ que pasa a SO₄H₂. El líquido condensado cubre el piso de las cámaras y se reúne en un depósito exterior.

Torre de Gay Lussac. — Parecida a la de Glöver, se llena de coke. En la parte superior se halla un depósito que contiene SO₄H₂ a 60° Bé. y el cual cae en lluvia fina, disolviendo los vapores nitrosos que han escapado a la reacción de las cámaras.

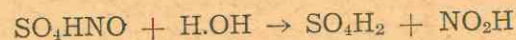
Proceso y reacciones en el método de las cámaras de plomo.
En el horno de las piritas se produce la siguiente reacción:



El SO_2 producido entra en la torre de Glöver donde asciende, y al iniciarse el proceso reacciona con el NO_3H que cae de la parte superior formándose el sulfato ácido de nitrosilo o ácido nitrosulfúrico.



Esta sustancia llega a la cámara de plomo donde se inyecta vapor de agua que actúa sobre ella:



originándose así el ácido sulfúrico que se deposita en el fondo de la cámara.

Debido a la temperatura, el ácido nitroso se descompone:



Estos vapores nitrosos ascienden al salir de la cámara de plomo, por la torre de Gay Lussac, donde se disuelven en la lluvia de SO_4H_2 que cae por la parte superior y son llevados por cañerías hasta la torre de Glöver. Este líquido constituido por SO_4H_2 , vapores nitrosos y agua, se denomina nitrosa.

La nitrosa lleva también el SO_4H_2 formado en las cámaras y al caer por la torre de Glöver encuentra una corriente ascendente de SO_2 con el cual reacciona.



Este SO_4HNO pasa a la cámara de plomo para repetir el mismo proceso ya explicado.

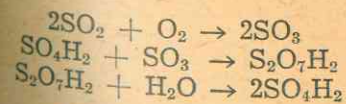
El SO_4H_2 que también desciende por la torre se purifica y se concentra a la vez por pérdida de vapores nitrosos y del agua, llegando a la parte inferior donde se lo almacena.

II. Método de contacto (fig. 195). — Se basa en que el anhídrido sulfuroso pasa a sulfúrico en presencia del oxígeno del aire y al contacto de ciertos cuerpos como el platino, óxido férrico, pentóxido de vanadio, etc., en estado poroso, a temperatura elevada.

Al salir del horno de combustión de las piritas (B), los gases pasan por un cuarto donde se despojan de los polvos de azufre y otras sustancias sólidas arrastradas (C); esto es necesario porque dichos polvos paralizan rápidamente la acción de la sustancia catalítica.

Los gases pasan luego por unos tubos enfriados (D), y a continuación se lavan al atravesar una columna de coque mojado (E) y se secan por el SO_4H_2 en otra columna análoga (F). Viene después el purificador que obra como filtro (G) y en el cual el SO_2 se despoja de todos los compuestos de arsénico, fósforo, mercurio...; esta operación es la más delicada del proceso; aun las más pequeñas trazas de dichos compuestos destruyen, "envenenan" el platino que forma la sustancia catalítica.

El SO_2 purificado se mezcla (en H) con el aire lanzado por la máquina soplante A, y los gases se calientan a una temperatura de unos 400°C ; la mejor temperatura parece ser 430°C ; por fin la mezcla caliente entra en contacto con la sustancia catalítica y el SO_3 se forma por la combinación de SO_2 con el oxígeno del aire.



La sustancia catalítica es a menudo el amianto platinado (procedimiento de la *Badische*) es decir, fibras de amianto, cubiertas de una capa delgada de platino; en algunas fábricas usan el óxido férrico (procedimiento de *Mann*).

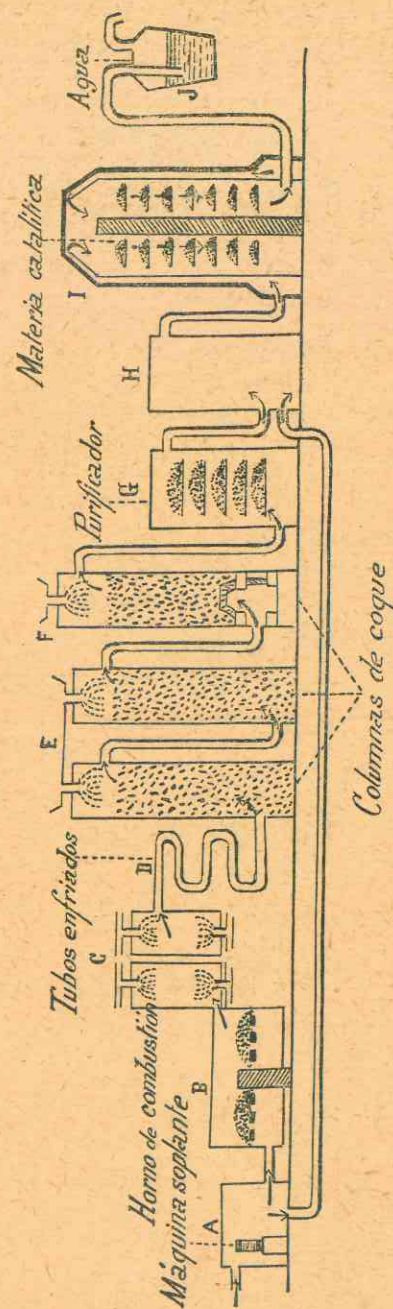


Fig. 195. - Método de contacto.

heim); recientemente se ha desarrollado el uso del pentóxido de vanadio, catalizador inmune a la acción de los venenos: arsénico, fósforo, etc. El catalizador se esparce en platos, mezclado con alguna sustancia porosa para aumentar la superficie de contacto.

Prácticamente los vapores de SO₃ al salir del catalizador no son recibidos en agua sino en SO₄H₂ concentrado (98 %) y sin agua en el cual se disuelven. Se obtiene así *oleums*, ácido sulfúrico fumante, ácido de Nordhausen S₂O₇H₂, muy ávido de agua produciendo al aire humos blancos, debidos a la fuga del SO₃. Por adición de agua, los *oleums* permiten obtener SO₄H₂ ordinario muy puro, en todos los grados de concentración.

222. Propiedades físicas:

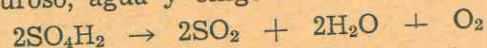
El ácido sulfúrico es un líquido incoloro, aceitoso.

Su densidad es de 1.84.

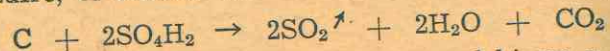
Hierve a 338°C.; se solidifica a -34°C.

Carboniza las partículas de sustancias orgánicas que se ponen en su contacto.

Propiedades químicas. — Calentado al rojo se descompone en anhídrido sulfuroso, agua y oxígeno:



El azufre, el carbón calentados con SO₄H₂ lo descomponen:



Los metales fácilmente oxidables como el hierro y el zinc lo descomponen a la temperatura ordinaria (fig. 196):



El cobre, el mercurio, la plata, el plomo, en caliente dan un sulfato y SO₂ (fig. 197). No desalojan el H sino el SO₂:

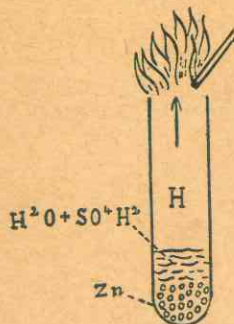
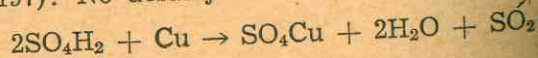


Fig. 196. - Acción del SO₄H₂ sobre el zinc.

El oro, el platino, no tienen acción sobre él.

El SO₄H₂ se combina con las bases dando sales (sulfatos) con desprendimiento de calor. Se pueden formar dos clases de sales: los sulfatos ácidos y los sulfatos neutros (figura 198).

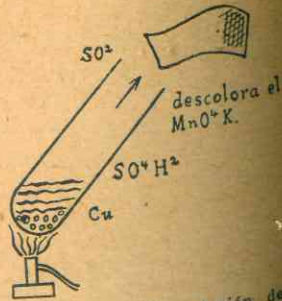
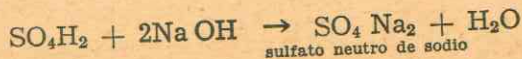
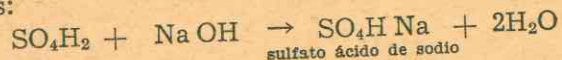


Fig. 197. - Acción del SO₄H₂ sobre el cobre.

Ejemplos:



El SO₄H₂ es muy ávido de agua. Vertido en el agua produce una elevación de temperatura considerable; la mezcla debe hacerse lentamente y siempre echando el ácido sobre el agua.

El SO₄H₂ absorbe el vapor de agua del aire (fig. 199). Carboniza muchas sustancias orgánicas, apoderándose de su agua: papel, madera, azúcar, etc.

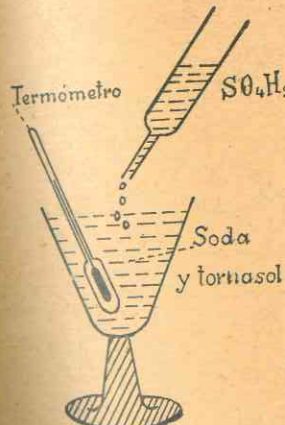


Fig. 198. - Acción del SO₄H₂ sobre el hidróxido de sodio.

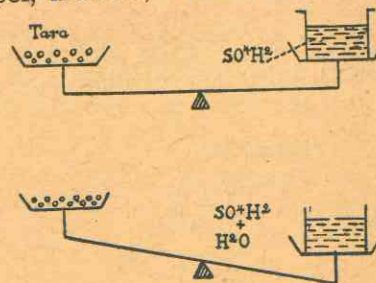


Fig. 199. - El SO₄H₂ es ávido de agua.

Es un ácido muy enérgico, desaloja los ácidos carbónico, clorhídrico, nítrico, de sus combinaciones:

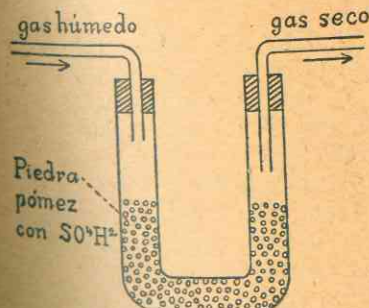


Fig. 200. - Desecación de los gases por el SO₄H₂.

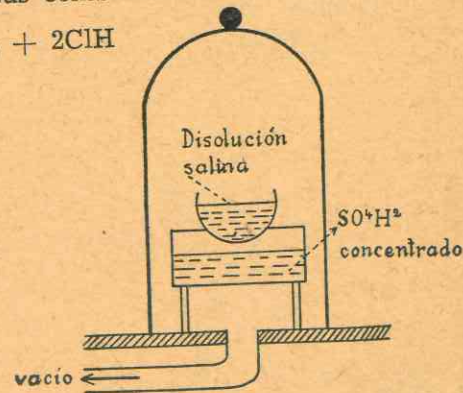


Fig. 201. - Acción del SO₄H₂ sobre la evaporación de una solución salina.

Acción Fisiológica. — El SO₄H₂ es muy corrosivo. En caso de tocar el SO₄H₂ a la piel, limpiar con un paño y luego lavar con

abundante agua fresca, aplicar un poco de aceite y cubrir con un paño. Ingerido en el estómago se lo combate tomando una solución de magnesia calcinada o agua de jabón.

223. **Aplicaciones.** — Se usa para preparar otros ácidos: clorhídrico, nítrico, etc., obtener sulfuros; se utiliza en la industria de los jabones, del éter, de las materias colorantes, en la refinación de los petróleos y aceites, en la construcción de las pilas y acumuladores eléctricos, desecar los gases (fig. 200) y acelerar la evaporación de las disoluciones salinas (fig. 201).

SULFATOS

224. Son sales del ácido sulfúrico; abundan en la naturaleza, tales son: el gipso o piedra de yeso ($\text{SO}_4\text{Ca}, 2\text{H}_2\text{O}$), la baringita (SO_4Ba), la epsomita ($\text{SO}_4\text{Mg}, 7\text{H}_2\text{O}$).

Preparación:

a) Tratando los metales, los óxidos, los sulfuros, los carbonatos por el SO_4H_2 :



b) Tostando los sulfuros naturales:



c) Los sulfatos insolubles se obtienen por doble descomposición entre un sulfato soluble y una sal soluble del metal correspondiente:

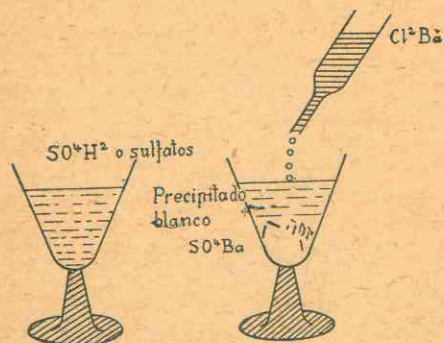
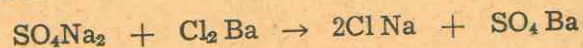


Fig. 202. — Reactivo del SO_4H_2 y de los sulfatos.

Propiedades. — Los sulfatos de bario y de plomo son insolubles; los sulfatos de plata, de calcio, son poco solubles.

Al cristalizarse, los sulfatos se combinan a menudo con gran cantidad de agua. Ejemplos: $\text{SO}_4\text{Cu}, 5\text{H}_2\text{O}$ (vitriolo azul); $\text{SO}_4\text{Zn}, 7\text{H}_2\text{O}$ (vitriolo blanco); $\text{SO}_4\text{Fe}, 7\text{H}_2\text{O}$ (vitriolo verde); $\text{SO}_4\text{Mg}, 7\text{H}_2\text{O}$ (sal de Epsom); $\text{SO}_4\text{Na}_2 (10\text{H}_2\text{O})$ (sal

de Glauber); $(\text{SO}_4)_3\text{Al}_2, 18\text{H}_2\text{O}$ (sulfato de aluminio).

Calentados a temperatura elevada, muchos sulfatos se descomponen dando óxidos, anhídrido sulfuroso y anhídrido sulfúrico; calentados con el carbón dan generalmente un sulfuro:

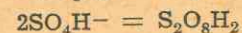
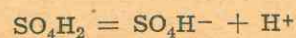


Los sulfatos solubles dan con el cloruro o el nitrato de bario un precipitado blanco de sulfato de bario, insoluble en el NO_3H y HCl (fig. 202).

Si al SO_4H_2 cambiamos el O por S. ($\text{S}_2\text{O}_8\text{H}_2$) forma ácido hiposulfuroso o tiosulfúrico, el cual da sales hiposulfitos o tiosulfatos.

Acido persulfúrico: $\text{S}_2\text{O}_8\text{H}_2$

El ácido persulfúrico se obtiene por electrólisis del SO_4H_2 diluido en agua:



Las sales cristalizadas corresponden a la fórmula $\text{S}_2\text{O}_8\text{Na}_2$, de la cual se deduce la fórmula $\text{S}_2\text{O}_8\text{H}_2$ para el ácido persulfúrico. Los persulfatos son oxidantes enérgicos; no tienen todavía mucha aplicación a causa de su precio muy elevado.

Símbolo: **Se**
Molécula: Se
Valencia: Se =

SELENIO

Peso atómico: 79,02
Densidad: 4,28
Nº atómico: 34

225. **Historia.** — Descubierta por Berzelius en 1817.

Estado natural. — El selenio existe en forma de seleniuros que acompañan a los sulfuros en las piritas.

Propiedades. — El selenio se presenta en varios estados alotrópicos: el selenio negro; el selenio rojo cristalizado; el selenio rojo amorfo y soluble en el sulfuro de carbono.

El selenio cristalizado es buen conductor, y su grado de conductibilidad aumenta con la intensidad de la luz que recibe; esta propiedad del selenio tiene aplicación en la fotografía a distancia.

Símbolo: **Te**
Molécula: Te
Valencia: Te =

TELURO

Peso atómico: 127,61
Densidad: 5,9 a 6,1
Nº atómico: 52

226. **Historia.** — El telurio fué descubierta en 1798 por Klaproth.

Estado natural. — Existe en la naturaleza formando telurios de oro, de plata, de bismuto, de plomo.

Propiedades. — Se presenta en varias formas alotrópicas; es cristalizado o amorfo.

El telurio cristalizado tiene brillo metálico.

Se combina con H dando telurio de hidrógeno H_2Te , ácido débil, inestable.

Con el O, el telurio forma ácido telurioso y telurico.

Con los metales da telurios.

EJERCICIOS

AZUFRE

1. Se hacen quemar 40 gr. de azufre:
 - a) ¿Cuál es el cuerpo que se origina; indicar su peso.
 - b) Expresar el volumen de aire necesario para su combustión. (Proporción del oxígeno en el aire: 1/5.
2. Se hace pasar azufre al estado de vapor por un tubo de porcelana que contiene carbón incandescente. Se admite que todo el azufre se ha transformado en sulfuro de carbono (S_2C). Calcular la cantidad de azufre empleado, si se ha recogido 20 gr. de S_2C .
3. Un mineral de hierro: sulfuro de hierro, S_2Fe (pirita de hierro) contiene 70 % de S_2Fe . ¿Qué cantidad de azufre contiene una tonelada de este mineral? ¿Qué cantidad de SO_2 daría este azufre quemado al aire?
4. Se calientan 24 gr. de azufre con SO_4H_2 ; ¿Cuál es el volumen de gas sulfuroso que resulta de la combustión?

PREGUNTAS

El azufre: extracción, refinación, principales propiedades. Estados alotrópicos.

HIDROGENO SULFURADO: SH_2 (ACIDO SULFHIDRICO)

1. ¿Qué masa de sulfuro de hierro puro hay que hacer reaccionar con HCl para obtener 10 gr. de SH_2 ?
2. Una solución de hidrógeno sulfurado ha dejado depositar el azufre que contenía, sea 8 gr. ¿Qué masa de sulfuro ferroso se ha debido atacar por el HCl para formar el SH_2 y el depósito señalado?
3. Representar las ecuaciones químicas que representan la acción del SO_4H_2 sobre el HOK y sobre el NH_3 .
4. ¿Qué masa de cloro se necesitaría para neutralizar un metro cúbico de SH_2 ?

5. Se hace quemar 1 litro de SH_2 al aire. ¿Cuál es el volumen de aire necesario para que la combustión sea completa?

6. En un frasco que contiene 1 litro de cloro, se vierte una solución de SH_2 en exceso, aparece un precipitado blanco amarillento. Escribir la fórmula de la reacción que se ha producido e indicar la naturaleza y la masa del precipitado.

PREGUNTAS

Preparación, principales propiedades y aplicaciones del ácido sulfhídrico.

ANHIDRIDO SULFUROSO: SO_2

1. ¿Qué volumen de SO_2 resultaría de la descomposición de 147 gr. de SO_4H_2 por la limadura de cobre? ¿Cuál será la masa de sulfato de cobre formada?
2. ¿Qué masas de cobre y de SO_4H_2 es necesario emplear para obtener 10 gr. de anhídrido sulfuroso?
3. En una sala de 8 m. de largo, 6 m. de ancho y 3,40 m. de alto se hace quemar 2 kg. de azufre. ¿Cuál será la composición del aire de esta sala cuando la combustión esté terminada. (Proporción del O en el aire: 1/5 en volumen).
4. ¿Cuál es el volumen de aire necesario para la tostación de una tonelada de pirita que contiene 16 % de impurezas? ¿Cuál será el volumen de cada uno de los gases recibidos a la salida del horno de piritas?
5. La plata da con el SO_4H_2 concentrado y en caliente la misma reacción que con el cobre. a) La plata siendo monovalente, escribir la reacción. c) Una moneda de plata de 1 peso argentino pesa 25 gr., está formada por una aleación de cobre y plata cuyo título es igual a 0,900; si se la trata con SO_4H_2 concentrado ¿qué volumen de SO_2 se podrá obtener?
6. El gas sulfuroso reduce y decolora el permanganato de potasio (MnO_4K) se forma sulfato de manganeso (SO_4Mn) y SO_4H_2 los tres incoloros. a) Escribir la reacción. c) ¿Qué volumen de SO_2 será necesario para decolorar 50 c.c. de permanganato de potasio.

PREGUNTAS

Indicar el procedimiento más sencillo para la obtención del SO_2 . Indicar sus propiedades esenciales.

ACIDO SULFURICO

1. Indicar la cantidad necesaria de azufre que hay que quemar para obtener 100 kg. de SO_4H_2 .

2. Se oxida completamente, por medio de un catalizador, 100 litros de SO_2 :

a) ¿Cuál es el volumen de oxígeno necesario?

b) ¿Que masa de SO_3 se produce?

c) Este SO_3 , recogiendo en el agua, ¿cuál es la masa de SO_4H_2 obtenida?

3. En 10 c.c. de una solución de SO_4H_2 se hace gotear una solución de soda cáustica, sea 40 gr. hasta coloración azul de la tintura de tornasol, se utiliza así una solución de 12 c.c. de soda cáustica. Indicar la reacción producida y la masa de SO_4H_2 puro contenida en la solución.

4. En una solución de cloruro de bario (Cl_2Ba) que contiene 5,2 c.c. de dicha sal, se vierte SO_4H_2 en exceso, se calienta el precipitado formado y se filtra. ¿Cuál será el aumento de masa de este último, una vez seco?

PREGUNTAS

Preparación del SO_4H_2 . Indicar sus propiedades físicas y químicas. Sus principales explicaciones.

Tomando el SO_4H_2 como ejemplo. Indicar las principales propiedades químicas que caracterizan a un ácido.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 227. Obtención del azufre octaédrico. — 228. Obtención del azufre prismático. — 229. Azufre elástico. — 230. Preparación del ácido sulfhídrico. — 231. Decoloración del permanganato de potasio. 232. Reconocimiento del ácido sulfhídrico. — 233. Preparación de los sulfuros. — 234. Reconocimiento de los sulfuros. — 235. Preparación del anhídrido sulfuroso. — 236. Poder reductor del anhídrido sulfuroso. — 237. Poder decolorante del anhídrido sulfuroso. — 238. Poder reductor de los sulfitos. — 239. Carbonización de las sustancias orgánicas por el ácido sulfúrico. — 240. Reactivos del ácido sulfúrico. — 241. Acción decolorante de los hiposulfitos.

227. **Obtención del azufre octaédrico.** — En un tubo de ensayo seco echar un pedacito de azufre y dos a tres centímetros cúbicos de sulfuro de carbono S_2C , agitar; verter el líquido claro en una capsulita y dejarlo evaporar; observar los cristales octaédricos que se han formado.

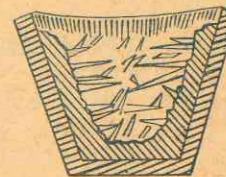


Fig. 203. - Azufre prismático.

228. **Obtención del azufre prismático.** (Fig. 203). — Fundir en un crisol algunos trozos de azufre, dejar enfriar lentamente, sumergiendo, por ejemplo, el crisol en el baño de arena; vigilar, y cuando empiece a formarse la costra decantar luego; quitar totalmente la costra, las paredes del crisol aparecerán tapizadas de largas agujas, formando cristales del sistema monoclinico.

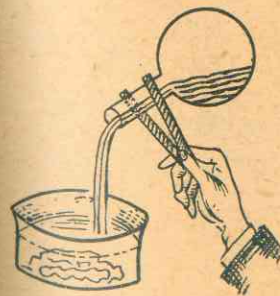


Fig. 204. - Azufre elástico.

229. **Azufre elástico.** — Fundir azufre en un crisol (fig. 204), una vez fundido verterlo en agua fría. Este azufre puede estirarse en filamentos como el caucho; pero después de algunos días se endurece y se transforma en azufre octaédrico.

230. **Preparación del ácido sulfhídrico.** (Fig. 205). — Introducir en un tubo de ensayo unos trocitos de sulfuro de hierro (SFe) y un poco de ácido sulfúrico diluido; recibir el gas en un tubo de ensayo que contenga agua

previamente hervida. La solución se guardará en un frasco oscuro y bien lleno.

231. Decoloración del permanganato de potasio (MnO_4K) y del cloruro férrico (Cl_3Fe). (Fig. 205 bis).

Hacer llegar el gas SH_2 en la disolución de MnO_4K acidulada con SO_4H_2 , colocada en un tubo de ensayo; el líquido se decolora por pasar el permanganato a sal manganesa de débil color rosado. Pasar asimismo el gas SH_2 en una disolución de bicromato de potasio, acidulada con SO_4H_2 ; observar; repetir con el cloruro férrico.

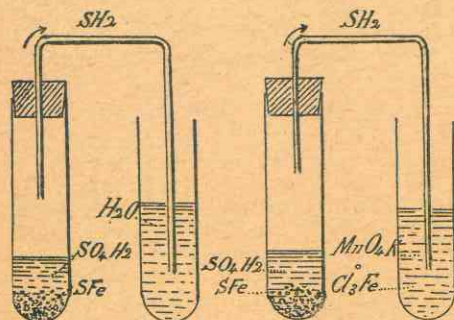


Fig. 205. - Preparación del SH_2 .

Fig. 205 bis. - Decoloración del permanganato de potasio.

232. Reconocimiento del ácido sulfhídrico:

- 1º El SH_2 se reconoce por el olor a huevos podridos.
- 2º Arde con llama azul.
- 3º Ennegrece la plata en presencia del aire.
- 4º Ennegrece un papel que

ha sido mojado en una solución de sal de plomo.

233. Preparación de los sulfuros. (Fig. 206). --- 1º Mezclar en un tubo de ensayo flor de azufre y limaduras de hierro; calentar; se formará un cuerpo de color gris negruzco de sulfuro de hierro (SFe).

La adición de agua tibia a la mezcla del azufre y de las limaduras de hierro provoca la formación del sulfuro de hierro. La elevación de temperatura que resulta de la reacción produce un chorro de vapor en la extremidad del tubo afilado (volcán de Lémery).

2º En un tubo de ensayo introducir una solución de sulfato de zinc (SO_4Zn). Hacer burbujear ácido sulfhídrico en la solución y se formará sulfuro de zinc (SZn).

234. Reconocimiento de los sulfuros.

- 1º A una disolución de sulfuro de sodio (SNa_2) agregar unas gotas



Fig. 206. - Preparación del sulfuro de hierro. Volcán de Lémery.

de ClH ; mantener en la boca del tubo una tira de papel de filtro mojada con acetato de plomo; notar el olor del gas que se desprende; el papel filtro toma color negro por la formación del sulfuro de plomo.

2º A unos 5 cm^3 . de la disolución de SNa_2 agregar unas gotas de $NaOH$, y luego una o dos de la disolución de nitroprusiato de sodio ($Fe[CN]_5NO Na_2$), observar la hermosa coloración purpúrea, aun en disolución diluída; la coloración desaparece al cabo de poco tiempo.

235. Preparación del anhídrido sulfuroso.

1º Por el sulfito de sodio. (Fig. 207). --- Echar la sal en el fondo de un frasco con la mitad de su peso de agua tibia; aflojar ligeramente la pinza (o abrir la llave); y dejar caer poco a poco el HCl . Recoger el gas por desalojamiento; los frascos deberán estar boca arriba.

2º Por el cobre y el ácido sulfúrico. --- Introducir en un matraz 10 partes de SO_4H_2 y 3 partes de cobre. Calentar suavemente; cuando se forma mucha espuma, alejar el fuego. Después de recoger el gas necesario para los experimentos, introducir la extremidad del tubo de desprendimiento en una disolución de sosa cáustica. Dejar enfriar el matraz, y agregar agua para que se disuelva el sulfato de cobre; más tarde, filtrar; concentrar la disolución y abandonar a la cristalización.

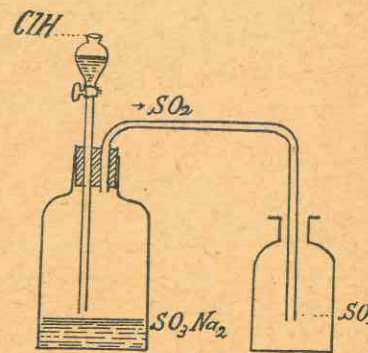


Fig. 207. - Preparación del anhídrido sulfuroso.



Fig. 208. - Poder reductor del anhídrido sulfuroso.

236. Poder reductor del anhídrido sulfuroso.

1º Echar en un tubo de ensayo una solución de permanganato de potasio acidulada con SO_4H_2 ; añadir la solución de anhídrido sulfuroso; el líquido se decolora. (Fig. 208).

2º Calentar en un tubo de ensayo una solución de bicromato de potasio; hacer llegar una corriente de gas SO_2 ; el líquido toma entonces color verde por haberse convertido el bicromato en sal de cromo.

3º En un tubo de ensayo que contenga una solución de cloruro férrico hacer llegar una corriente de gas SO_2 y el líquido se pondrá de color verdoso por haberse convertido el cloruro férrico en cloruro ferroso.

237. **Poder decolorante del anhídrido sulfuroso.** (Fig. 209). — Colocar en la parte superior del tubo de salida de un embudo en que se ha quemado azufre, un paño que lleve una mancha de vino, y ésta no tardará en desaparecer.

Colocando flores violetas, por ejemplo, debajo de una campana en la que se haya quemado azufre, estas flores perderán su color natural. Las violetas que se hayan vuelto blancas por la acción del SO_2 pasarán a verde con NH_3 , a rojo con ClH .

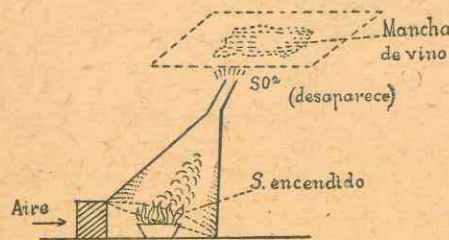


Fig. 209. - Poder decolorante del SO_2 .

239. **Carbonización de sustancias orgánicas por el ácido sulfúrico.** — Dejar caer una gota de ácido concentrado sobre un terrón de azúcar, o calentar con una gota de ácido un poco de azúcar humedecido; en poco tiempo se habrá convertido en una masa carbonosa.

Repetir con un poco de aserrín; trazar rayas o letras sobre una tablilla de madera con un agitador mojado en SO_4H_2 ; las partes marcadas quedarán carbonizadas.

240. **Reactivos del ácido sulfúrico** (Fig. 210):

1º En una disolución de SO_4H_2 echar unas gotas de Cl_2Ba , observar el precipitado blanco de sulfato de bario SO_4Ba .

2º El ácido sulfúrico enrojece la tintura azul de tornasol.



Fig. 210. - Reactivo del SO_4H_2 .

241. **Acción decolorante de los hiposulfitos.**

En unos 10 cm^3 . de la disolución de ioduro de potasio (IK) disolver unos cristallitos de iodo; luego echar poco a poco gotas de la disolución de hiposulfito; agitar; (la cantidad de hiposulfito necesario para decolorar la disolución puede servir en la dosificación del iodo libre.

238. **Poder reductor de los sulfatos.** — Echar en un tubo de ensayo unos 5 cm^3 . de una solución de sulfito de sodio; agregar un poco de ClH y calentar; oler el gas que se desprende y mantener en la boca del tubo una tira de papel mojada con bicromato de potasio; observar entonces el color verde (sulfato de cromo).

RESUMEN

I — AZUFRE S =

Estado natural	<p>El azufre existe:</p> <p>1º El estado libre o nativo: en Nápoles, Sicilia, EE. UU.</p> <p>2º El estado de combinación: sulfuros (de hierro, de plomo, de zinc, etc.) y sulfatos.</p>
Extracción	<p>1º Por fusión ...</p> <p>2º Por destilación de Doppioni</p>	<p>a) Procedimiento de los calcaroni: pilas construídas con bloques del mineral; una parte del azufre arde y el calor desprendido hace fundir lo que queda.</p> <p>b) Procedimiento americano: se funde el azufre por medio del agua sobrecalentada, y se lo extrae líquido por medio del aire comprimido.</p> <p>En un horno de reverbero, en el que se hallan dispuestos, en hileras, recipientes de gres que contienen arenas sulfuríferas. El calor hace evaporar el azufre, el cual se condensa al exterior.</p>
Refinación	<p>Destilación del azufre: los vapores se dirigen a grandes cámaras, donde se condensan, dando flor de azufre a baja temperatura; o se condensan a temperatura más alta, dando azufre en canuto.</p>
Propiedades físicas	<p>1º</p> <p>2º</p> <p>3º</p> <p>4º</p>	<p>Cuerpo sólido, amarillo o limón por solidificación, inodoro, insípido.</p> <p>Mal conductor del calor y de la electricidad.</p> <p>Insoluble en agua; soluble en el sulfuro de carbono.</p> <p>Funde a 115°C., hierve a 448°C., después de haber pasado por varios aspectos.</p>
Cristalización y variedades alotrópicas	<p>Azufre cristalizado</p>	<p>Octaédrico: obtenido por cristalización del azufre disuelto en sulfuro de carbono.</p> <p>Prismático: obtenido por cristalización del azufre fundido.</p>

Propiedades físicas (cont.)
Variedades alotrópicas (cont.)

Azufre amorfo

Plástico o elástico: se obtiene volcando el S calentado a 350°C. en agua fría. Insoluble en S₂C.

Coloidal
Se obtiene: 1º Haciendo pasar SH₂ en una solución acuosa de SO₂ a 0°C.
2º Acidificando una solución de pentasulfuro de sodio (obtención de una lechada de S, soluble en S₂C).

Propiedades químicas

1º **Arde con el oxígeno** o en el aire dando el gas sulfuroso SO₂.
 $S + O_2 = SO_2$

2º Por su afinidad para el oxígeno es un **reductor**: descompone los compuestos oxigenados, pasando al estado de gas sulfuroso (SO₂) o de ácido sulfúrico.

3º Analogías con el oxígeno. El azufre se combina

1º Con la mayoría de los metaloides.
a) Con el hidrógeno: $S + H_2 = SH_2$.
b) Con el carbono: $2S + C = S_2C$.
2º Con casi todos los metales.
a) Con el hierro: $S + Fe = SFe$.
b) Con el cobre: $S + 2Cu = SCu_2$.

Aplicaciones

1º Producción del gas sulfuroso SO₂, y del ácido sulfúrico SO₄H₂, del sulfuro de carbono S₂C.
2º Vulcanizar el caucho y fabricar la ebonita.
3º Tratamiento de las enfermedades de la piel.
4º Preparar las cerillas, la pólvora negra, etc.
5º En la agricultura, para destruir el *oidium*.

II — HIDROGENO SULFURADO o ácido sulfhídrico: SH₂

Estado natural

1º Se halla en las aguas sulfurosas y gases volcánicos.
2º Existe en los huevos y coles en descomposición, en las emanaciones de los retretes y de las sustancias orgánicas sulfuradas en descomposición.

Preparación. — Por medio de un sulfuro y de un ácido:



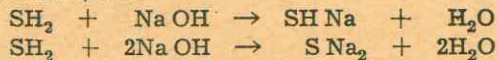
Propiedades físicas

1º Gas incoloro, olor fétido. Densidad, 1.18.
2º Bastante soluble en agua (agua sulfhídrica), fácilmente licuable.

Propiedades químicas

El ácido sulfhídrico es un ácido

1º Enrojece débilmente la tintura de tornasol.
2º Da dos clases de sales (sulfuros), el uno ácido, el otro neutro, con la soda cáustica, la potasa cáustica, el amoníaco, etc.:

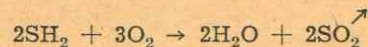


3º Da también sulfuros con los metales (plata, cobre)
4º Descompone numerosas sales con formación de **sulfuros insolubles**.

Propiedades químicas

Acción del oxígeno

1º Arde en el oxígeno o en el aire dando agua y gas sulfuroso si hay suficiente cantidad de oxígeno, o azufre en caso contrario.



2º En disolución se oxida lentamente en presencia del O del aire



La disolución debe pues hacerse en agua privada de aire y guardada en frascos llenos.

Esta oxidación es más rápida y más completa en presencia de un cuerpo poroso: hay formación de ácido sulfúrico



3º Posee fuertes propiedades reductoras (reducción del NO₃H)

El ácido sulfhídrico es rápidamente destruído por el cloro:



Acción fisiológica: gas muy tóxico.

Caracteres

1. Olor fétido.
2. Precipitado negro con la disolución del acetato de plomo.

Aplicaciones

1º En los laboratorios, para los análisis.
2º En el tratamiento del reumatismo y enfermedades de la piel y de la laringe (aguas sulfurosas).

III — ANHIDRIDO SULFUROSO o gas sulfuroso: $S \begin{matrix} \diagup O \\ \diagdown O \end{matrix}$

Estado natural

Existe en pequeña cantidad en el aire (en la vecindad de los volcanes y centros industriales).

- Preparación ..**
- En los laboratorios**
 - 1º Por la combustión del azufre en el oxígeno.
 $2S + 2O_2 \rightarrow 2SO_2 \uparrow$
 - 2º Por reducción del SO_4H_2 por el cobre o el mercurio:
 $2SO_4H_2 + Cu \rightarrow SO_4Cu + SO_2 \uparrow + 2H_2O$
 - En la industria**
 - 1º Por la combustión del azufre.
 - 2º Por la tostación de las piritas o bisulfuro de hierro S_2Fe :
 $2S_2Fe + 5\frac{1}{2} O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 4SO_2 \uparrow$

- Propiedades físicas**
- 1º Gas incoloro, olor sofocante, $D = 2.2$.
 - 2º Muy soluble en el agua.
 - 3º Se licúa fácilmente por enfriamiento o por compresión.

- Propiedades químicas .**
- 1º No mantiene la combustión.
 - 2º No combustible, pero se oxida fácilmente:
 - a) En presencia de un catalizador (musgo de platino) dando anhídrido sulfúrico.
 $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$
 - b) En presencia del agua para dar ácido sulfúrico: $2SO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2SO_4H_2$
 - 3º Desde luego, puede ser empleado como reductor.
 - a) Reduce el ácido nítrico y se transforma en ácido sulfúrico:
 $2NO_3H + SO_2 = SO_4H_2 + 2NO_2 \uparrow$
 - b) Reduce y decolora el permanganato de potasio en solución.
 - 4º Tiene poder decolorante (violetas, vino, etcétera).

- Propiedades ácidas**
- Es un anhídrido: su solución en agua enrojece la tinctura de tornasol, pues da ácido sulfuroso.
 $SO_2 + H_2O \rightarrow SO_3H_2$
 - Con la solución de soda cáustica este ácido puede dar 2 clases de sales llamadas sulfitos: ácida y neutra. (SO_3HNa y SO_3Na_2)

- Aplicaciones**
- 1º Preparación del ácido sulfúrico, de los sulfitos e hiposulfitos.
 - 2º Decolorante (lana, seda, pajas, jugos azucarados).
 - 3º Desinfectante (destrucción de los gérmenes en los toneles, desinfección de los lugares y objetos contaminados).
 - 4º Empleo en las máquinas frigoríficas.

IV — ACIDO SULFURICO: $SO_4H_2 = 98$

- Estado natural ...**
- 1º existe al estado libre, en las aguas de algunos ríos de las regiones volcánicas y en el aire de las ciudades industriales.
 - 2º al estado de combinación, en forma de sulfatos (gipso).

- Preparación industrial**
- I Procedimiento de contacto**
 - 1º El azufre o las piritas son transformadas en gas sulfuroso: $S + O_2 = SO_2$.
 - 2º El gas sulfuroso es transformado en anhídrido sulfúrico: $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$, operación que se efectúa hacia los $450^\circ C$. por medio de catalizadores (amianto platinado).
 - 3º El anhídrido sulfúrico se disuelve en el ácido sulfúrico: se obtiene los oleums, los cuales diluidos en agua dan el ácido ordinario.
 - II Procedimiento de las cámaras de plomo**
 - 1º Este procedimiento consiste en oxidar el gas sulfuroso por el O_2 y el vapor de agua, por medio de un catalizador: el ácido nítrico.
 $2SO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow 2SO_4H_2$
 - 2º Todas las operaciones se efectúan en grandes cámaras con paredes forradas de láminas de plomo. Este procedimiento da SO_4H_2 a 52° o $60^\circ B^e$.

- Propiedades físicas ...**
- 1º Líquido incoloro u oscurecido por materias orgánicas que han sido carbonizadas.
 - 2º Densidad: 1.84, cuando marca $66^\circ B^e$
 - 3º Hierve a $338^\circ C$.

- P. Químicas**
- Es un ácido fuerte.
 - Acción sobre los reactivos coloreados
 - 1º El tornasol, la heliantina viran al rojo.
 - 2º La fenoltaleína enrojecida por una base es descolorada.

- Propiedades químicas (cont.)
- 2º Acción sobre las bases
 - Se forman sales (sulfatos) y agua, con desprendimiento de calor.
 - 1º Con la soda cáustica (Na OH) se forman 2 sales:
 - a) sulfato neutro de sodio ($\text{SO}_4 \text{Na}_2$).
 - $\text{SO}_4 \text{H}_2 + 2\text{Na OH} \rightarrow \text{SO}_4 \text{Na}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - b) sulfato ácido de sodio ($\text{SO}_4 \text{HNa}$).
 - $\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{Na OH} \rightarrow \text{SO}_4 \text{HNa} + \text{H}_2\text{O}$
 - 2º Con hidróxido de calcio (Ca OH_2).
 - $\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{SO}_4 \text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 3º Acción sobre los metales
 - 1º Algunos metales por el ácido diluido dan un sulfato e hidrógeno.
 - $\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{SO}_4 \text{Zn} + \text{H}_2$
 - 2º En caliente algunos metales reducen al ácido concentrado: se forma un sulfato y gas sulfuroso:
 - $2\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{Cu} + \text{Calor} \rightarrow \text{SO}_4 \text{Cu} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
 - 4º Acción sobre las sales
 - El ácido sulfúrico desaloja los ácidos débiles o volátiles de sus sales. Ejemplo:
 - $\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{Cl Na} \rightarrow \text{SO}_4 \text{HNa} + \text{ClH}$
 - 5º La corriente eléctrica descompone el agua acidulada por el $\text{SO}_4 \text{H}_2$.

- Otras propiedades químicas
- 1º el ácido sulfúrico es muy ávido de agua ...
 - 1º Se disuelve en el agua con desprendimiento de calor.
 - 2º Absorbe el vapor de agua: empleado para desecar gases.
 - 3º Destruye las materias orgánicas tomando los elementos del agua.
 - 2º puede ser reducido en caliente
 - 1º Por el carbono:
 - $2\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$
 - 2º Por el azufre:
 - $2\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{S} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_2$
 - 3º Por el cobre:
 - $2\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{Cu} \rightarrow \text{SO}_4 \text{Cu} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- Caracteres
 - Con una solución de cloruro de bario da un precipitado blanco de sulfato de bario insoluble.
 - $\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{Cl}_2 \text{Ba} \rightarrow \text{SO}_4 \text{Ba} + 2\text{ClH}$
 - Los sulfatos se reconocen por el mismo carácter

- Aplicaciones
- 1º Fabricar los superfosfatos.
 - 2º Fabricar ácidos (ClH , $\text{NO}_3 \text{H}$, $\text{PO}_4 \text{H}_3$, SH_2 , etc.).
 - 3º Fabricar sulfatos (de hierro, de cobre, de sodio, etc.).
 - 4º Refinación de los petróleos, fabricación de las bujías, de la glucosa, del alcohol industrial, del éter, etc.
 - 5º Preparación del hidrógeno utilizado en los acumuladores.
 - 6º Los oleums y ácidos ordinarios obtenidos por el procedimiento de contacto se usan en la industria de los explosivos, materias colorantes, etc.

CAPITULO XI
FOSFORO

I — PARTE TEORICA



Sumario: 242. Fósforo. — 243. Preparación del fósforo. — 244. Variedades alotrópicas. **Propiedades fundamentales.** — 245. **Aplicaciones.** — 246. Fósforo rojo. Preparación. — 247. Caracteres del fósforo blanco y rojo, transformaciones recíprocas. — 2448. **Compuestos oxigenados.** — 249. **Fósforo de hidrógeno.** Preparación. Propiedades. — 250. **Anhidrido fosfórico.** Aplicaciones. — 251. **Acidos fosfóricos.** — Preparación. Propiedades. — 252. Fosfatos: Sales ácidas y neutras. — 253. Fertilizantes. — 254. Arsénico: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 255. Anhidrido arsenioso: Preparación. Propiedades. Aplicaciones. Envenenamiento. — 256. Boro: Estado natural. Preparación. Propiedades. — 257. Acido bórico: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones.

Símbolo: P

Molécula: { Fósforo blanco: P₄
Fósforo rojo: P₈
Fósforo, vapor: P₂

FOSFORO

Valencia: P≡ y P≡

Densidad: 1,84
Peso atómico: 30,98
Nº atómico: 15

Historia. — El fósforo fué descubierto en la orina en el año 1669 por Brandt, de Hamburgo, y obtenido más tarde por Kunckel y Boyle. Un siglo después (1769) Gahn halló el ácido fosfórico en los huesos. Scheele indicó posteriormente el procedimiento de extracción del fósforo.

242. Estado natural. — Existe en la naturaleza en estado de fosfato de hierro, de manganeso, de plomo y principalmente de calcio: fosforita y apatita (fosfatos de calcio), etc.; en los huesos en estado de fosfato de calcio; hay existencia de fósforo en la orina, en el sistema nervioso, etc.

243. Preparación:

Procedimiento eléctrico (fig. 211). — El fósforo se prepara

actualmente calentando en el horno eléctrico una mezcla de fosfato tricálcico natural, arena y carbón finamente pulverizados y mezclados íntimamente. Los gases y los vapores de P, se desprenden por una abertura superior, y el P. se condensa en el agua: las escorias se extraen por una abertura inferior.

En esta reacción la la arena o anhidrido silícico (SiO₂) desaloja el ácido fosfórico de los fosfatos; el carbón reduce el ácido fosfórico y el P se desprende.

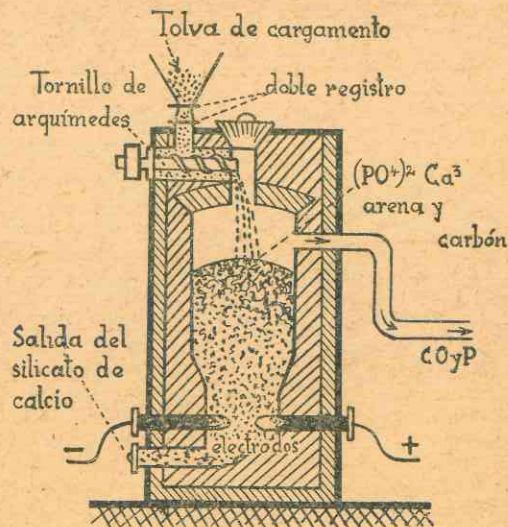
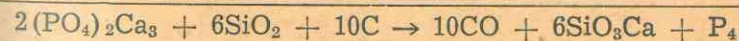
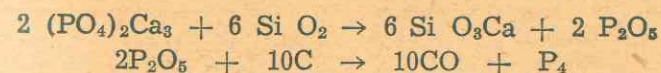


Fig. 211. - Preparación del fósforo por el horno eléctrico.

Reacciones:



El P obtenido es impuro; se refina por destilación.

Se dirigen los gases a unas cubas con agua a 50°C. donde se condensan los vapores de fósforo. Se obtiene fósforo líquido, el cual será descolorado, purificado y solidificado.

244. Variedades alotrópicas. Propiedades fundamentales. Propiedades físicas. — El fósforo presenta varios estados alotrópicos: los principales son el **fósforo ordinario** o P blanco y el **fósforo rojo**.

Fósforo ordinario: a) es un cuerpo sólido, blanco, amarillento traslúcido, olor aliáceo. Recién enfriado se vuelve blando, flexible. Su densidad es de 1,84; b) funde a 44°C.; su temperatura puede luego bajar hasta 27°C. sin que se solidifique: se dice que está en **sobrefusión**; hierve a 287°C., pero esa ebullición debe efectuarse al abrigo del aire para evitar su inflamación; c) es **insoluble** en agua, pero muy soluble en el **sulfuro de carbono**; d) cristaliza en octaedros o dodecaedros cuando se disuelve en el sulfuro de carbono.

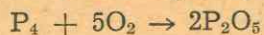
Sometido a la acción de la luz o del calor, se transforma en **fósforo rojo**; calentado a 70°C. y enfriado bruscamente en el agua, da **fósforo negro**.



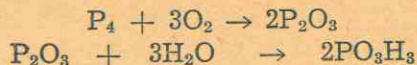
Fig. 212. - Combustión del fósforo en el aire.

Propiedades químicas. — El fósforo tiene gran afinidad con el oxígeno.

a) **Combustión viva.** — Calentado, al aire, a una temperatura de 60°C., se inflama espontáneamente y arde con llama muy brillante con producción de humos blancos de anhídrido fosfórico P₂O₅ (fig. 212). La llama es más viva en el oxígeno puro:



b) **Combustión lenta.** — A la temperatura ordinaria, la oxidación del fósforo se produce lentamente y va acompañada de fosforescencia. En el aire seco da anhídrido fosforoso (P₂O₃) y en el aire húmedo, ácido fosforoso PO₃H₃:



Se combina con incandescencia, con el cloro, el bromo y el yodo. Con el cloro da tricloruro de fósforo líquido (PCl₃) y pentacloruro cristalizado (PCl₅). Con el azufre y el ácido nítrico concentrado da una reacción violenta. Con el H el P da fosforos: PH₃. Con los metales da fosfuros quebradizos. Reduce las sales de cobre, oro, platino.

Propiedades fisiológicas. — El P es sumamente tóxico; la respiración de sus vapores ocasiona la necrosis de los huesos de las mandíbulas en los obreros que trabajan en la industria de los fósforos y cerillas. Ingerido en el estómago, el P provoca vómitos y convulsiones y causa rápidamente la muerte.

En el caso de envenenamiento por vía digestiva, tomar hielo, bebidas frescas, disolución diluída de sulfato de cobre (2 grs. por litro); el mejor antídoto conocido es la trementina.

Las quemaduras de fósforos son muy peligrosas: se recomienda el lavado inmediato con agua que posea en disolución un poco de sulfato de cobre.

245. Aplicaciones. — Fabricar cerillas o "fósforos". Preparar pastas y mezclas para matar ratones y cucarachas. El bronce fosforoso contiene de 0.2 % a 4 % de P en forma de fosfuro de cobre o de fosfuro de estaño.

Fabricación de cerillas. — La operación comprende dos fases: 1º obtención de una cerilla de cera; 2º preparación de una parte inflamable.

Se sumergen las hebras de algodón retorcido en una mezcla fundida de dos partes de ácido esteárico y una parte de cera o en un baño de azufre fundido. Se las hace pasar después por una hilera que les da el grosor conveniente, y por fin se cortan por medio de una máquina especial. Las cerillas adheridas en una palanca, se sumergen por su extremidad en una pasta formada por:

sulfuro de fósforo (S₃P₄),
goma de pegar,
un oxidante (MnO₂, o ClO₃K),
una materia colorante (bermellón, ocre, etc.).

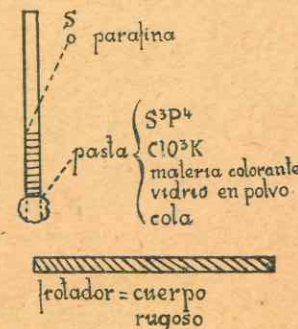


Fig. 213. - Cerilla ordinaria

Estas cerillas se inflaman por frotamiento sobre un cuerpo rugoso cualquiera (fig. 213).

Cerillas suecas. — Para la preparación de las cerillas suecas, la pasta se compone de (fig. 214):

sulfuro de antimonio,
S₃Sb₂
clorato de potasio,
ClO₃K
una materia colorante,
goma de pegar.

Una cara de la caja se cubre con una mezcla de:
fósforo rojo,
vidrio pulverizado,
arena fina,
un aglutinante.

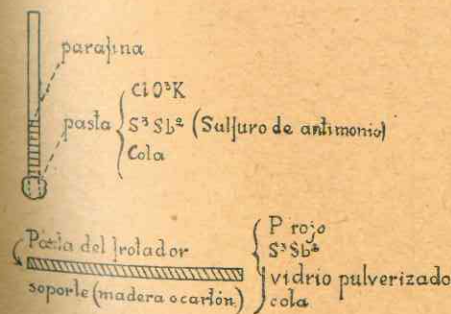
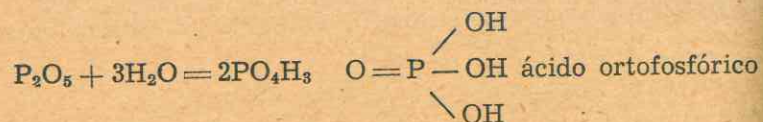
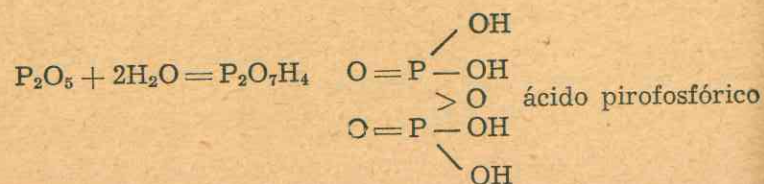
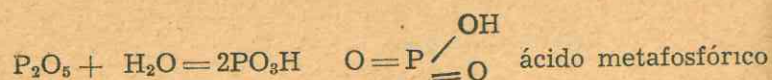


Fig. 214. - Cerillas suecas.

FOSFORO ROJO

246. Es un estado alotrópico del fósforo ordinario.

Preparación (fig. 215). — Se calienta a 210°C. durante 15 días y al abrigo del aire el fósforo ordinario, en un vaso de fundición.



Anhidrido fosfórico:



250. El anhidrido fosfórico se prepara por combustión del P. en un exceso de aire seco.

El P_2O_5 se presenta en tres estados diferentes: cristalizado, amorfo y vítreo.

Es un sólido blanco, muy ávido de agua.

El carbón reduce el P_2O_5 a la temperatura del rojo.



Aplicación. — Secar los gases y como deshidratante en algunas reacciones.

ACIDOS FOSFORICOS

ACIDO FOSFORICO ORDINARIO, ORTOFOSFORICO. PO_4H_3 .

251. **Preparación** (fig. 217). — En el laboratorio se obtiene PO_4H_3 calentando suavemente el fósforo rojo con NO_3H :

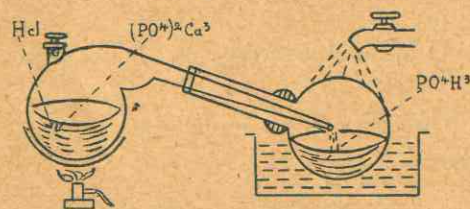
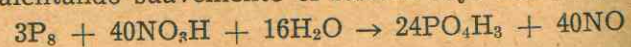


Fig. 217. - Preparación del ácido fosfórico ordinario.

En la industria se extrae el ácido fosfórico de los huesos y de los fosfatos naturales; estas materias se pulverizan y se tratan por el SO_4H_2 diluido; se forma sulfato de calcio insoluble y la disolución de PO_4H_3 se separa por medio de un filtro prensa; se concentra después por evaporación.

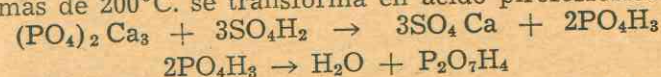
...

Propiedades. — Es un líquido viscoso que cristaliza lenta y difícilmente.

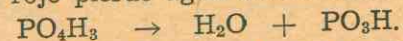
El ácido puro, sólido, funde a unos 42°C.

Es muy soluble en agua.

A más de 200°C. se transforma en ácido pirofosfórico.



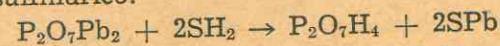
Calentado al rojo pierde agua dando ácido metafosfórico.



Con las bases puede dar tres clases de sales: una neutra y dos ácidas.

Acido pirofosfórico. $P_2O_7H_4$

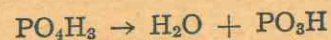
Preparación. — Se obtiene tratando el pirofosfato de plomo por el ácido sulfhídrico:



Propiedades. — Es un cuerpo sólido, soluble en agua, solución poco estable.

Acido metafosfórico PO_3H

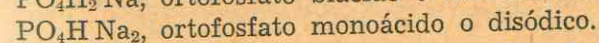
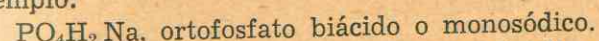
Preparación. — Se obtiene calcinando al rojo el ácido ortofosfórico:



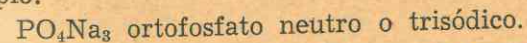
FOSFATOS

252. Son sales de los ácidos fosfóricos. Pueden ser: ácidas y neutras.

La *sal ácida* resulta de la sustitución parcial de los H por un metal, ejemplo:



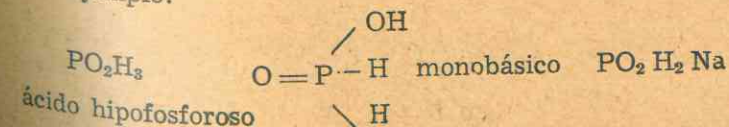
La *sal neutra* resulta de la sustitución total de los H por un metal, ejemplo:

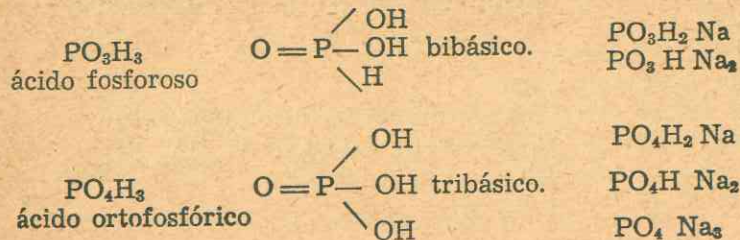


Los ácidos según el número de H *sustituibles* por metales se llaman: monobásico, bibásicos, tribásicos, polibásicos.

Los H *sustituibles* son aquellos que forman los oxhidrilos en las fórmulas de constitución.

Ejemplo:





FERTILIZANTES

253. Se da el nombre de fertilizantes a las sustancias que son necesarias añadir a la tierra de cultivo para suministrarle y restituirle las materias absorbidas por las plantas.

Los fertilizantes comprenden:

- 1º las sustancias nitrogenadas,
- 2º los fosfatos,
- 3º las sales potásicas.

1º **Abonos nitrogenados:** comprenden: a) *abonos orgánicos:* residuos ricos en N, que provienen de vegetales o animales en estado de putrefacción o descomposición; tales son el estiércol, sangre, cueros, lanas, etc.

b) *Abonos amoniacales:* constituidos por las materias fecales, aguas amoniacales de las fábricas de gas de alumbrado:

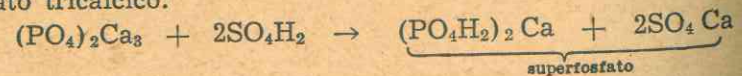


c) *Abonos nítricos:* entre los productos químicos que suministran nitrógeno se pueden citar el nitrato de sodio (NO_3Na); el nitrato de calcio ($\text{NO}_3)_2\text{Ca}$; la cianamida cálcica (CN_2Ca).

Los abonos nítricos sólo son directamente asimilables por los vegetales: los orgánicos y los amoniacales deben sufrir una previa nitrificación.

2º **Abonos fosfóricos:** comprenden: a) *fosfato tricálcico.* Conviene para los terrenos ácidos que lo solubilizan; deben ser bien molidos.

b) *Superfosfatos:* resultan de la acción del SO_4H_2 sobre el fosfato tricálcico:



Abundan en Marruecos, Florida (EE. UU. de A).

c) *Las escorias de desfosforación.* Proviene de la fabricación del acero a partir de las fundiciones fosforosas por el procedimiento Thomas. Contienen fosfato tricálcico. Conviene a los terrenos ácidos y pobres en calcáreos.

d) *Fosfatos de huesos.* Contienen fosfato tricálcico.

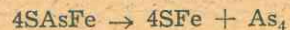
3º **Abonos potásicos.** — Están comprendidos por el *cloruro y sulfato potásicos* provenientes de ciertos yacimientos salinos: **Stassfurt (Alemania); Alsacia (Francia); Cataluña (España).**

Los *cloruros potásicos naturales*, tales como: la silvina, la carnalita, la kainita contienen sales magnésicas y sódicas que han de ser eliminadas, pues en caso contrario, usándolas como abono perjudicarían a las plantas.

Símbolo: As	Densidad: 5,7
Molécula: As_4	Peso atómico: 74,91
Valencia: $\text{As} \equiv$ y $\text{As} \equiv$	Nº atómico: 33

254. **Estado natural.** — El arsénico existe al estado nativo en algunas minas, pero se encuentra principalmente en combinación con el azufre o con los metales: rejalgar S_3As_2 ; oropímento S_2As_2 , arseniuros como la niquelita AsNi , cobaltina AsCo , sulfoarseniuro de hierro o mispíquel SAsFe , etc.

Preparación. — Calcinando el mispíquel al abrigo del aire:



El As bruto se purifica por sublimación en presencia del carbón, el cual reduce el anhídrido arsenioso que lo acompaña.

Propiedades físicas. — Presenta varios estados alotrópicos. La forma más estable constituye una masa cristalizada en romboedro de color gris de acero y de brillo metálico.

Su densidad es de 5,7. Se sublima a 400°C .

La densidad de su vapor es de 10,37 y corresponde a un peso molecular de 300, igual a 4 veces el peso atómico; la molécula de arsénico es, pues, tetraatómica como la del fósforo.

Arde en el cloro seco:

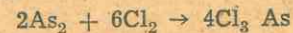
Propiedades químicas. — Calentado en el aire o en el O da anhídrido arsenioso:



La densidad de vapor del arsénico a 800°C . es 147, a 1714°C . es 79 y a 1736°C ., 77. El peso molecular a altas temperaturas corresponde así a una molécula As_2 y a temperaturas más bajas As_4 .

Proyectado sobre carbones candentes, el As se volatiliza despidiendo un olor aliáceo.

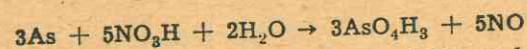
Arde en el cloro seco



Con el azufre y los metales el As forma arseniuros.

Con el H naciente, da arseniuro de H (AsH_3).

Se disuelve en el ácido nítrico, en caliente, dando ácido arsénico y óxido nítrico:



El elemento As no es venenoso por ser insoluble en los jugos digestivos; pero sus compuestos son muy tóxicos.

Aplicación. — Fabricar espejos metálicos. Dar dureza al plomo en la fabricación de los perdigones.

ANHIDRIDO ARSENIOSO: As₂O₃

255. **Sinonimia.** — Acido arsenioso, arsénico, arsénico blanco.

Preparación (Figura 218). — Se obtiene mediante el tostado de los arseniuros en una corriente de aire: mispíquel, minerales arseníferos de níquel, cobalto, etc. El As se oxida y el As₂O₃ va a condensarse en cámaras especiales: flor de arsénico. Se lo

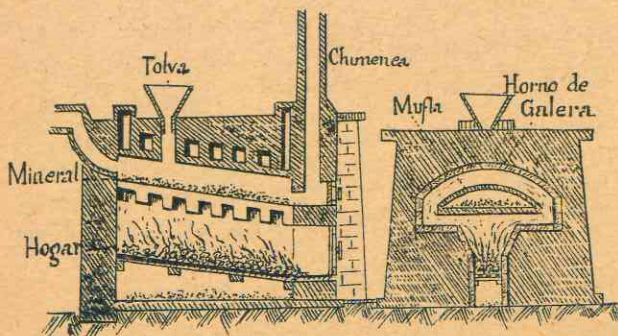
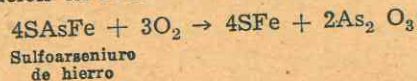


Fig. 218 - Obtención del anhídrido arsenioso (arsénico).

refina por sublimación en retortas de hierro.

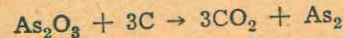


Propiedades físicas. — El As₂O₃ es un polvo blanco inodoro, de sabor algo agrio. Se volatiliza sin fundirse a la temperatura del rojo. Su densidad de vapor es de 13,8.

Se presenta en varios estados alotrópicos: octaédrico, prismático, vítreo y porcelánico, según la temperatura de condensación de los vapores.

Es soluble en la disolución de ClH y un poco en el agua.

Propiedades químicas. — El carbón lo reduce (fig. 219):



El NO₃H y el Cl transforman el As₂O₃ en ácido arsénico AsO₄H₃.

Acción fisiológica. — El As₂O₃ es un veneno muy violento; su acción es mortal tan pronto como penetra en la circulación. Es tóxico; en el estómago puede ser neutralizado en sus efectos, provocando vómitos. Se usa como antídoto el hidróxido magnésico.

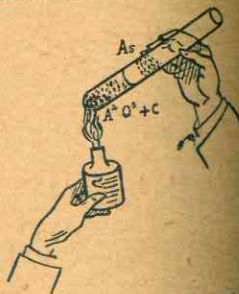


Fig. 219. - Reducción del anhídrido arsenioso por el carbón.

Aplicaciones. — En la industria de los colores, en la fabricación del vidrio y conservación de las pieles. La medicina lo emplea en algunas enfermedades de la piel y a veces como febrífugo. Es la base del licor de Fowler.

El papel "matamoscas" puede prepararse con una disolución de azúcar y anhídrido arsenioso.

Investigación del arsénico en caso de envenenamiento. Aparato de Marsh (fig. 220).

Para investigar la presencia del arsénico se introduce la materia en un aparato de producción de H; el zinc y el SO₄H₂ empleado en esta reacción han de ser absolutamente exentos de compuesto de arsénico, lo que se comprueba antes de la operación. El H nascente reduce el compuesto de arsénico y forma AsH₃, el cual al salir del aparato productor se seca en un tubo que contiene un poco de algodón o de amianto. Al encender el gas seco se nota la lividez de la llama; cortando ésta con una cápsula fría de porcelana se forman manchas negras en la cápsula. Al calentar el tubo de desprendimiento aparece más allá de la parte calentada un anillo negro brillante característico.

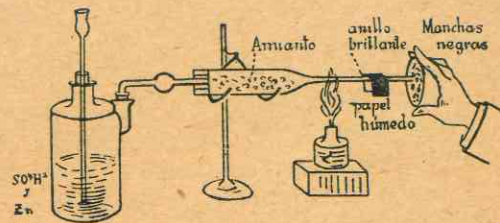


Fig. 220. - Aparato de Marsh.

Las manchas negras (formadas en la cápsula de porcelana) se tratan por el NO₃H, que transforma el As en ácido arsénico AsO₄H₃, se evapora hasta sequedad; la materia blanca que se obtiene da con el nitrato de plata una coloración roja de ladrillo, de arseniato de plata AsO₄Ag₃.

N. B. — El antimonio produce asimismo manchas análogas a las de As; pero el anillo de antimonio no es volátil como el de arsénico; con el SH₂ se obtiene precipitado anaranjado; las manchas negras tratadas por el NO₃H no cambian de coloración con el NO₃Ag. Las manchas de arsénico son solubles en los hipocloritos de sodio y de potasio, lo que las diferencia de las del antimonio que son insolubles.

Símbolo: B
Molécula: B
Valencia: B=

BORO

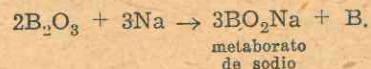
Densidad: 2,45-2,61
Peso atómico: 10,86
Nº atómico: 5

256. **Historia.** — Fué descubierto en 1808, por Gay Lussac y Thenard, que lo obtuvieron descomponiendo el anhídrido bórico por el potasio, y Moissan reduciendo el anhídrido por el magnesio.

Estado natural. — El boro no existe libre sino combinado formando ácido bórico o sasolita (BO_3H_3), y algunos boratos tales, como el boronatro calcita o ulexita ($\text{B}_5\text{O}_9\text{Na}$, $\text{Ca}_3\text{H}_2\text{O}$) y el bórax (tetraborato de sodio $\text{B}_4\text{O}_7\text{Na}_2$, $10\text{H}_2\text{O}$).

Preparación:

1º Se obtiene descomponiendo el anhídrido bórico por un cuerpo reductor como el sodio y el magnesio. La operación se efectúa en un crisol calentado al rojo, recubriendo la mezcla con sal marina fundida.

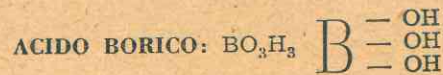


Se trata la masa con una solución de ácido clorhídrico, en la que se disuelve a excepción del boro.

Propiedades. — El boro se presenta bajo dos estados alotrópicos:

- a) El boro *crystalizado*, bajo la forma de prismas cuadráticos, incoloros. Es muy duro. Su densidad es: 2,45.
- b) El boro *amorfo*; polvo amorfo de color castaño; densidad: 2,61.

El boro es un *reductor* de los más enérgicos: descompone el SO_4H_2 , ClH , FH y el agua al rojo; reduce el NO_2H concentrado e hirviendo, el SH_2 , SPb , NO_3Ag ...



257. **Historia.** — Fué descubierto por Holmberg, en 1702.

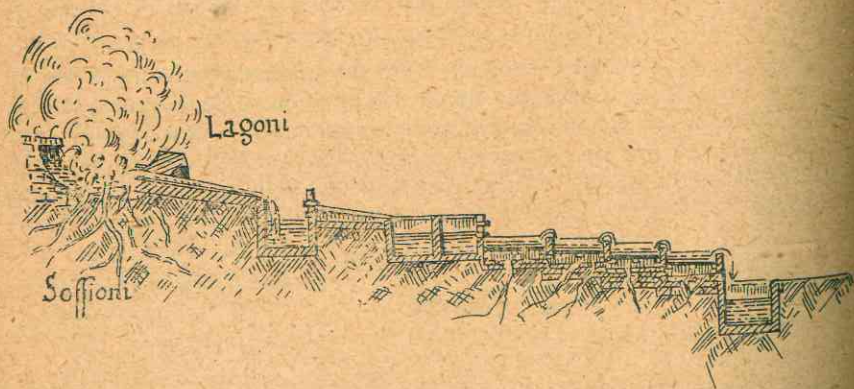
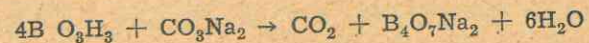


Fig. 221. - Extracción del ácido bórico.

Estado natural. — El ácido bórico se encuentra en disolución en las

aguas de algunos lagos (Toscana); las aguas de muchos manantiales contienen en disolución borato de calcio, de magnesio (boracita), de sodio

Extracción (fig. 221). — Soffioni de la Toscana. En el suelo volcánico de la Toscana existen grietas llamadas soffioni, de las cuales sale vapor de agua que contiene ácido bórico. Se recogen esos vapores en unos estanques llamados lagoni que contienen agua fría, donde se disuelven los vapores. Se evapora la solución a una temperatura inferior a 60° para evitar el arrastre del ácido bórico, y se hace cristalizar este último por enfriamiento. Se obtiene de esta manera ácido bórico impuro, que se transforma en bórax por el carbonato de sodio en caliente.



Estas impurezas se separan al estado de carbonatos insolubles CO_3Ca , CO_3Mg ; después de decantar, se deja cristalizar el bórax.

El bórax tratado por el ClH da el BO_3H_3 puro:



Propiedades. — El ácido bórico es un sólido de estructura cristalina y escamosa, blanco nacarado, ligero; más soluble en agua caliente que en la fría, y más aún en el ClH diluido. Soluble en alcohol que arde entonces con llama verde.

Por el calor pierde más o menos agua según la temperatura. Quitando una molécula de agua da ácido metabórico (BO_2H).

La deshidratación completa de BO_3H_3 da el B_2O_3 .

Aplicaciones. — Fabricación del bórax artificial. Preparación de vidrios especiales de esmalte y barnices. Como antiséptico: su disolución (agua boricada) sirve para lavar heridas y llagas.

EJERCICIOS

FOSFORO

1. Tratando los huesos con HCl , parte mineral se disuelve, se forma cloruro de calcio y fosfato monocálcico. Admitiendo que la parte mineral de los huesos se compone tan sólo de fosfato tricálcico y de carbonato de calcio, escribir las dos reacciones que se pueden formar.
2. La disolución de monofosfato cálcico tratada por una lechada de cal se transforma en fosfato dicálcico. Escribir la reacción.
3. Escribir la reacción que representa la acción del ácido fosfórico sobre la cal.
4. ¿Qué masa de ácido fosfórico puede obtenerse con un kilo de fosfato tricálcico?

5. ¿Qué cantidad de oxígeno puede absorber 1,55 gr. de fósforo:
- Por combustión lenta?
 - Por combustión viva?
 - Indicar la naturaleza y la masa del ácido obtenida en los dos casos.

PREGUNTAS

Formación de las 3 clases de ácidos fosfóricos.

Obtención de los superfosfatos. Sus aplicaciones.

Citar los 3 estados alotrópicos del fósforo.

Analogías y diferencias entre el fósforo blanco y el fósforo rojo. Aplicaciones de las dos clases de fósforo.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 258. Fusión y sobrefusión del fósforo. — 259. Fosforescencia. — 260. Inflamación del P en presencia del carbón. — 261. Combustión del P en agua tibia por una corriente del O. — 262. Fuegos fernianos. — 263. Diferencia de inflamabilidad del P ordinario y del P rojo. — 264. Poder reductor del fósforo. — 265. Transformación del fósforo blanco en fósforo rojo. — 266. Producción de la fosfamina por el fosfuro de calcio. — 267. Reconocimiento de los tres ácidos fosfóricos. — 268. Preparación de los fosfatos. — 269. Reactivos de los fosfatos. — 270. Perlas de sal de fósforo.

258. **Fusión y sobrefusión del fósforo** (fig. 222). — Calentar agua en un matraz cuyo tapón lleva un termómetro y un tubo de ensayo, en el

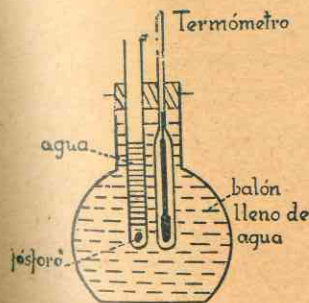


Fig. 222. - Sobrefusión del fósforo.

cual se ha puesto un poco de fósforo debajo de una capa de agua. Cuando el fósforo está fundido, dejar enfriar; el termómetro puede marcar 40°C.; 35°C. y aun 30°C. y el fósforo queda líquido. Si se toca el fósforo en sobrefusión con una partícula de P ordinario toda la masa se solidifica inmediatamente. A temperatura inferior a 30°C. el P se solidifica por simple agitación.

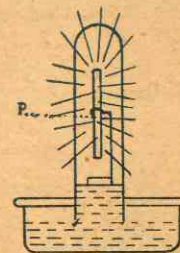


Fig. 223. - Luminiscencia del fósforo.

259. **Oxidación lenta o fosforescencia** (fig. 223). — El fósforo se oxida lentamente al aire; esta oxidación va acompañada de una producción de luz visible en la oscuridad. Esta propiedad, conocida bajo el nombre de fosforescencia, es un fenómeno de luminiscencia. Permite investigar trazas de fósforo en toxicología. Colocar el cuerpo a estudiar en agua llevada a la ebullición; los vapores son condensados en un refrigerante donde se produce la luminiscencia.

260. **Inflamación del P en presencia del carbón.** — Cubrir con polvo de carbón un trocito de fósforo colocado en una capsulita o encima de un ladrillo y a poco rato el P se encenderá.

261. **Combustión del P en agua tibia por una corriente de O** (Fig. 224). — En un frasco o en una probeta de pie echar un poco de agua caliente y después unos pedacitos de P; éste se funde. Por un tubo que entra hasta el fondo cerca del P hacer pasar una corriente de O y el fósforo entonces se inflama.

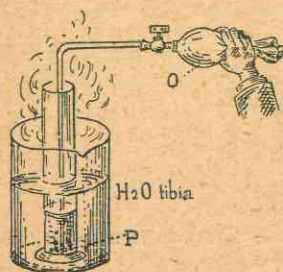


Fig. 224. - Combustión del fósforo debajo del agua por una corriente de O.

262. **Fuegos fenianos.** — Echar en un frasquito o en un tubo de ensayo unos centímetros cúbicos de sulfuro de carbono y un trocito de P y agitar; el P se disuelve; verter la disolución en un montón de papeles; el sulfuro de carbono se evapora; hay inflamación espontánea del P. y de los papeles regados.

263. **Diferencia de inflamabilidad del P ordinario y del P rojo.** — En el extremo de una lámina de hierro de unos 25 centímetros de largo se coloca un pedacito de P ordinario y en el otro una pequeña cantidad de P rojo; se calienta la parte media con el mechero; el P ordinario se inflama pronto; el P rojo demora mucho tiempo en inflamarse.

264. **Poder reductor del fósforo.** — Derramar en un vaso una disolución de sulfato de cobre, en la cual se introducirá una varita de P; la disolución se irá descolorando poco a poco y la varita de P se cubrirá de una vaina metálica.

265. **Transformación del fósforo blanco en fósforo rojo** (fig. 225). — Introducir una barrita de fósforo ordinario en un tubo de ensayo, que luego se cierra; envolver la parte superior del tubo con un papel negro y exponer el tubo a la acción prolongada de la luz; la parte no recubierta permitirá observar que el fósforo se vuelve rojo superficialmente. El calor produce la misma transformación.

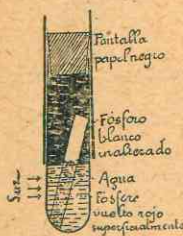


Fig. 225. - Acción de la luz sobre el fósforo blanco.

266. **Producción de la fosfamina por el fosfuro de calcio** (fig. 226). — Echar en el agua unos trozos de fosfuro de calcio y las burbujas se encenderán al llegar a la superficie. Para obtener hermosas coronas cubrir el agua con una capa de serrín fino; se formará una burbuja muy gruesa, la cual dará al reventar un anillo espeso de P_2O_5 que se elevará verticalmente, llamado anillo de Gengembre.

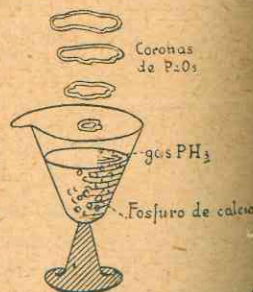
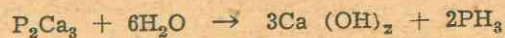


Fig. 226. - Descomposición del fosfuro de calcio por el agua.



267. **Reconocimiento de los tres ácidos fosfóricos:**

1º **Por el nitrato de plata.** — Los ácidos, con este reactivo, deben actuar una vez neutralizados con un álcali.

El ácido ortofosfórico con nitrato de plata da precipitado amarillo.
El ácido pirofosfórico con el nitrato de plata da precipitado blanco.
El ácido metafosfórico con el nitrato de plata da precipitado blanco.

2º **Con la albúmina:**

El ácido ortofosfórico no coagula la albúmina.
El ácido pirofosfórico no coagula la albúmina.
El ácido metafosfórico coagula la albúmina.

268. **Preparación de los fosfatos.** — Poner en un tubo de ensayo una solución de Na(OH), añadir PO_4H_3 y se formará fosfato sódico.

269. **Reactivo de los fosfatos.** — Los únicos fosfatos solubles son los alcalinos.

El molibdato de amonio en disolución nítrica da con los fosfatos en caliente un precipitado amarillo de fosfomolibdato de amonio, insoluble en exceso de reactivo, soluble en exceso de ClH o PO_4H_3 .

El sulfato de magnesio en presencia del cloruro de amonio y del amoníaco da precipitado blanco cristalino de $PO_4Mg NH_4$.

El nitrato de plata da un precipitado amarillo de PO_4Ag_3 , soluble en amoníaco y ácido nítrico.

Los insolubles una vez solubilizados con ácido nítrico dan con el molibdato de amonio $M_0O_4(NH_4)_2$ un precipitado amarillo de fosfomolibdato de amonio $PO_4(NH_4)_3$, $12M_0O_3 + 6H_2O$.

270. **Perlas de sal de fósforo.** — La sal de fósforo empleada es el fosfato ácido de sodio y amonio $PO_4HNa NH_4, 4H_2O$. Esta sal tiene la propiedad de disolver los óxidos metálicos una vez fundida, y de tomar, en ciertas condiciones, colores característicos.

Perlas de manganeso. — Tomar con un alambre de platino terminado en forma de aro un poco de sal de fósforo, calentar, la sal se funde. Tocar luego ésta con una pequeña porción de un compuesto de manganeso. Volver a calentar en la llama de oxidación el fosfato; una vez frío presenta color violeta.

Esqueleto de la sílice. — Preparar la perla de fosfato como en el caso anterior substituyendo el compuesto de manganeso por un silicato; calentando aparecerá en el interior de la perla una especie de red sin disolverse, llamada "esqueleto de sílice".

RESUMEN

I — FOSFORO

Estado natural. — Existe al estado de fosfato tricálcico.

Obtención { Se calienta en un horno eléctrico una mezcla de fosfato tricálcico, de sílice y de carbón.
Procedimiento eléctrico { La sílice SiO_2 reduce el fosfato dando anhídrido fosfórico; éste a su vez es reducido por el carbón:
 $(\text{PO}_4)_2\text{Ca}_3 + 3\text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiO}_3\text{Ca} + \text{P}_2\text{O}_5$;
 $2\text{P}_2\text{O}_5 + 10\text{C} \rightarrow 10\text{CO} + \text{P}_4$

Propiedades físicas .. { 1º Cuerpo sólido, blanco amarillento, traslúcido, olor alíaceo. Densidad de 1,84.
 2º Funde a 44°C. y se disuelve en el sulfuro de carbono.

Propiedades químicas .. { Gran afinidad para el oxígeno { 1º Se inflama a 60°C. dando anhídrido fosfórico P_2O_5 .
 2º Se oxida lentamente al aire; a la temperatura ordinaria es fosforescente.
 3º Poder reductor enérgico. Ej: (NO_3H) .
 Se inflama espontáneamente en el cloro dando Cl_3P y Cl_5P .

Acción sobre el organismo: muy venenoso.

Transformación en fósforo rojo { Se efectúa bajo la acción de la luz y particularmente del calor.
 El fósforo rojo tiene propiedades diferentes de las del fósforo ordinario. (Ver el cuadro de la parte teórica).

Aplicaciones .. { 1º Fabricación de pastas fosforadas (para la matanza de las ratas de cabeza negra).
 2º Fabricación de las cerillas.

II — ACIDO FOSFORICO PO_4H_3

Estado natural. — Existe al estado de fosfato tricálcico.

Preparación { Por el fosfato tricálcico ... { Acción del SO_4H_2 sobre el fosfato tricálcico:
 $(\text{PO}_4)_2\text{Ca}_3 + 3\text{SO}_4\text{H}_2 \rightarrow 2\text{PO}_4\text{H}_3 + 3\text{SO}_4\text{Ca}$
 1º Combinación del anhídrido con el agua: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{PO}_4\text{H}_3$
 Por el fósforo { 2º Combustión del fósforo en el aire
 $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$

Propiedades físicas { Cuerpo siruposo, soluble en el agua, cristalizabile.

Propiedades químicas .. { Es un triácido { 1º Enrojece la heliantina y el tornasol.
 2º Da tres fosfatos diferentes con la potasa cáustica, la soda cáustica, el amoníaco, la cal.

Es reducido en caliente por el carbón.

Aplicaciones { 1º Preparación del fósforo.
 2º Preparación de algunos abonos "concentrados" o mixtos.

III — FERTILIZANTES

Definición: Son sustancias que son necesarias añadir a la tierra de cultivo para suministrarle o restituírle las materias absorbidas por las plantas.

Comprenden: { 1º las sustancias nitrogenadas { Abonos orgánicos.
 Abonos químicos amoniacales.
 Abonos químicos nítricos.
 2º los fosfatos { Fosfatos tricálcico.
 Superfosfatos.
 Escorias de defosforación.
 Fosfatos de huesos.
 3º las sales potásicas. { Cloruro y sulfatos potásicos.
 Cloruros potásicos naturales.

IV — ARSENICO — As

Estado natural { Estado nativo: en algunas minas.
combinado: rejalgar S₂As₂, oropimento S₂As₃,
mispíquel S As Fe

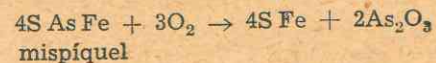
Preparación: calcinando el mispíquel 4S As Fe → 4S Fe + As₄.

Propiedades { físicas { color gris acero.
brillo metálico.
densidad: 5.7.
se sublima a 400°C.
químicas { inalterable al aire seco.
calentado en el aire o en O da
anhidrido arsenioso.
con los metales da arseniuros.
con H naciente da arseniuro
de H: AsH₃.

Aplicaciones. — Fabricar espejos, dar dureza al plomo en la fabricación de perdigones.

Anhidrido arsenioso: As₂O₃ arsénico blanco

Obtención: tostación de los arseniuros.



Propiedades físicas: Es un polvo blanco, inodoro, sabor agrio; se volatiliza sin descomponerse; densidad de su vapor: 13.8.

Propiedades químicas: El carbón lo reduce: As₂O₃ + 3C → 3CO₂ + As₂. Es un veneno violento.

Uso: Industria de colores, conservar pieles. En medicina se lo emplea en algunas enfermedades de la piel.

VII — BORO: B

Estado natural. — No existe libre. Combinado: ácido bórico BO₃H₃; boronatro calcita B₅O₉Na Ca₃, H₂O; bórax B₄O₇Na₂.

Preparación. — Descomponiendo el anhidrido bórico por el sodio



Propiedades { Boro diamantino { Cuerpo cristalizado, incoloro, duro, insoluble en todos los líquidos.
Se volatiliza al horno eléctrico.
2 estados alotrópicos { Boro amorfo { Polvo color castaño.
Infusible.
Densidad = 2,45.
Se combina con los halógenos, N, C, Si, etc.

ACIDO BORICO: BO₃H₃

Estado natural .. { En disolución en las aguas de algunos lagos, formando boratos: de calcio, de magnesio, de sodio (bórax).

Extracción. — Se saca de los lagos de Toscana por evaporación de las disoluciones calientes.

Propiedades { Sólido de estructura cristalina y escamosa. Blanco anacarado.
Poco soluble en agua fría.
Soluble en agua caliente y en ClH.
Soluble en alcohol (alcohol boricado).
Por el calor pierde agua, dando ácido metabórico (BO₂H).

Aplicaciones { Fabricar el borax artificial. Preparar vidrios especiales de esmalte. Se emplea como antiséptico.

CAPITULO XII

CARBONO Y SUS COMPUESTOS INORGANICOS

I — PARTE TEORICA



Sumario: 271. **Carbono.** Estado natural. — 272. Propiedades. — 273. Clases de carbono. — 274. Carbono cristalizado: diamante, grafito. — 275. Carbones naturales: antracita, hulla, lignito, turba. — 276. Carbones artificiales: carbón vegetal, negro de humo, negro animal, coke, carbón de retorta. — 277. **Combustibles:** poder calorífico. — 278. **Llama:** distintas zonas. Soplete. — 279. Combinaciones del carbono con el hidrógeno y con el oxígeno. — 280. Oxido de carbono: Preparación. Propiedades. Intoxicación. Aplicaciones. — 281. Anhídrido carbónico o **dióxido de carbono:** estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 282. Aguas gaseosas. — 283. Hielo seco. — 284. Carbonatos: Propiedades. — 285. Sulfuro de carbono: Preparación. Propiedades. Aplicación. — 286. **Importancia del carbono en la naturaleza:** ciclo bioquímico del carbono. Fotosíntesis. — *Lectura:* El carbón de Río Turbio.

CARBONO

Símbolo: C

Molécula: { monoatómica,
por convención: C

Peso atómico: 12.01

Nº atómico: 6

Valencia: C≡

271. **Estado natural.** — El carbono abunda en la naturaleza en estado libre o en estado de combinación.

a) En *estado libre:* forma mezclas conocidas bajo el nombre de carbones naturales. Unos son carbono casi puro: diamante, grafito; otros, contienen sustancias extrañas: antracita, hulla, lignita, turba.

b) En *estado de combinación:* existe en todos los compuestos orgánicos (cuerpos de los animales y vegetales), y en un gran número de compuestos minerales: carbonatos, gas carbónico; en los carburos de hidrógeno (petróleos, etc.).

272. **Propiedades físicas.** — El elemento carbono se presenta bajo formas distintas o *estados alotrópicos:* el diamante, en cristales transparentes; el grafito, en laminillas; el negro de humo, en polvo amorfo.

El color, la densidad, la dureza, la conductibilidad, varían según las diferentes especies.

En todas sus formas el carbono es un sólido infusible y todas sus variedades se transforman en grafito a temperatura elevada. El carbono se volatiliza en el arco voltaico (unos 3600° C.), pero a temperatura menos elevada produce vapores apreciables (lámparas de incandescencia).

El carbono es soluble únicamente en algunos metales en fusión (hierro, plata, platino) y a temperatura muy elevada.

Propiedades químicas. — El carbono tiene mucha afinidad para sí mismo y para los demás cuerpos simples: H, O, N, lo que le permite formar moléculas muy complicadas en las cuales entra un gran número de veces.

El flúor se combina directamente con el carbono amorfo a la temperatura ordinaria, y al rojo con el grafito; hay inflamación y formación de fluoruros (C₂F₄ y CF₄; el Cl, el Br, el I no se combinan directamente con el C. Con el H a la temperatura del arco voltaico da acetileno: C₂H₂.

El carbono, al arder, da anhídrido carbónico: CO₂.

Por su avidez por el O, el carbono es un cuerpo muy reductor; de ahí su empleo en metalurgia para extraer los metales de sus óxidos.

El carbono descompone el vapor de agua al rojo, dando CO, CO₂, y H.

Calentado con SO₄H₂, lo descompone, dando SO₂, CO₂ y H₂O.

El azufre al contacto del C, calentado al rojo, da sulfuro de carbono (CS₂).

Reacciona al rojo con el óxido de calcio, dando carburo de calcio (C₂Ca).



El NH₃, pasando sobre el C, calentado al rojo, da cianuro de amonio: CN (NH₄).

273. **Diversas clases de carbono.** — Se han dividido en dos grupos: 1º carbones naturales; 2º carbones artificiales.

Carbones	1º carbones naturales:	{ cristalizados o macrocristalinos ...	{ diamante grafito
2º carbones artificiales:	{ cristalizados	{ diamante grafito	
			amorfos

I. — Carbono cristalizado o macrocristalino

274. Comprende dos estados alotrópicos: el diamante y el grafito.

1º **Diamante.** — El diamante es carbono casi puro y cristalizado. Cristaliza en el sistema cúbico (fig. 227).

Su densidad varía entre 3,50 y 3,55.

Es mal conductor del calor y de la electricidad.

Presenta un índice notable de refracción y gran poder dispersivo, lo que es causa de las hermosas aguas que produce, al ser herido por la luz.

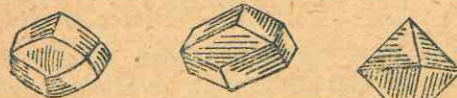


Fig. 227. - Cristales naturales de diamante.

Su valor depende del peso, de la talla y de la limpidez de sus reflejos.

El peso del diamante se valúa en quilates (1) o Karat, que equivale a 0 gr. 2055.

Es generalmente incoloro, aunque a veces presenta tintes de diferentes matices: amarillo, rosáceo, azul, verde, negro.

Es el más duro de todos los cuerpos, pero al mismo tiempo es muy frágil.

Sometido a alta temperatura, en el vacío o en un gas inerte, el diamante se hincha, transformándose en grafito.

Arde en el O a 800° C. dando gas carbónico.

El diamante se talla en rosa y en brillante.

En la talla en rosa, la parte inferior es plana; la parte superior está formada de seis, doce o veinticuatro facetas (fig. 228 a).

En el brillante, la cara superior o tabla, está rodeada de facetas oblicuas (rombos y triángulos) que constituyen la corona; la parte inferior más alargada forma una pirámide de veinticuatro facetas (fig. 228 b).

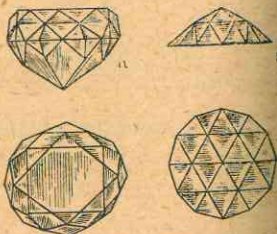


Fig. 228.

a) Diamante tallado en brillante
b) Diamante tallado en rosa.

Diamante artificial (fig. 229). — Moissan el año 1883 obtuvo unos diamantes microscópicos enfriando bruscamente



Fig. 229. — Obtención del diamante artificial. Sección del horno eléctrico de Moissan.

unos pedazos de fundición saturada de carbón de azúcar; parte del carbono cristalizó en forma de grafito, y repetidas veces se formaron cristales de diamante.

Aplicaciones. — En joyería; en la

(1) No confundir con los quilates de oro, que es la proporción de este metal en una aleación sobre 24 partes. Así se dice: oro de 24, 18, 12, etc., quilates.

industria: el diamante negro para fabricar taladros, cortar el vidrio.

Diamantes célebres: el Cullinan, encontrado en el Transvaal, en 1905: pesaba en bruto 3024 quilates; el Excelsior, el Gran Mogol, el Orloff, el Regente de Francia, la Estrella del Sur, el Kohinoor, etc. (Fig. 230).



FIG. 230.

Diamantes célebres. - 1. Orloff (19 quilates); 2. Kohinoor (antigua forma, 280 quilates); 3. Regente (136 quilates); 4. Toscano (139 quilates); 5. Verde de Dresde; 6. Azul (44 quilates); 7. Estrella del Sur (125 quilates); 9. Kohinoor (nueva forma).

2º **Grafito.** — El grafito es un carbono menos puro que el diamante. Contiene 1 a 5 % de impurezas, cristaliza en láminas brillantes, pertenecientes al sistema exagonal.

Obtención (fig. 231). — Se obtiene: 1º extrayéndolo de ciertos terrenos antiguos; 2º artificialmente, sometiendo las clases más puras de carbón amorfo a la acción del horno eléctrico.



Fig. 231. - Horno eléctrico para la obtención del grafito.

El grafito es un cuerpo blando, opaco, untuoso al tacto; deja sobre el papel una mancha gris, color plomo, de ahí su nombre de plumbagina. Su densidad varía entre 1,90 y 2,30. Es buen conductor del calor y de la electricidad.

Aplicaciones. — Fabricar lápices; pulverizado y mezclado con arcilla que lo hace incombustible, para fabricar crisoles refractarios; utilizado en galvanoplastia para hacer los moldes conductores; lubricar los ejes de los rodados.

II. — Carbonos naturales

275. 1º Antracita. — La antracita es el carbón de formación más antigua. Es un carbón duro, quebradizo, de color negro brillante; contiene 70 a 95 % de C; arde casi sin llama y sin humo; se enciende difícilmente; requiere una chimenea de buen tiro; una vez bien encendido produce mucho calor; desprende unas 8.700 calorías.

Aplicación. — En el uso doméstico y operaciones metalúrgicas.

2º Hullas o carbón de piedra. — La hulla resulta de la descomposición de los vegetales antiguos (figs. 232, 233 y 234); forma enormes masas hojosas superpuestas en los terrenos primarios. La hulla contiene de 75 a 90 % de carbón y además H, O, sustancias bituminosas; sulfuro y óxido de hierro; sílice; alúmina, etc. Desprende unas 8000 calorías.



Fig. 232. - Hulla de cola de caballo (asterophyllites).

Hay hullas de varias clases:

a) **Las hullas grasas:** arden con llama larga, son muy ricas en gas, productos amoniacales y alquitranes; se ablandan por el calor. Son empleadas en las forjas y en las usinas para la obtención del gas de alumbrado.



Fig. 233. - Hulla de helecho arborescente (Pecopteris gigantea).



Fig. 234. - Hulla de licopodio. Corteza de Sigillaria.

b) **Las hullas secas:** dan llama corta, menos ricas en gases, constituyen un buen combustible. Son empleadas en la calefacción industrial, cocción de los ladrillos y piedra de cal, etc.

Por destilación de la hulla grasa en vaso cerrado (fig. 235) se obtiene:

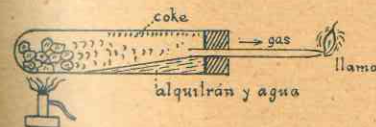


Fig. 235. - Principio de la destilación de la hulla.

a) **Gases** que forman el gas de alumbrado.

b) **Vapor de agua**, gas amoníaco (que se disuelve en agua) y alquitranes.

c) **Residuos sólidos:** coke, carbón de retorta.

metano 30 a 40 %
hidrógeno 45 a 50 %

Composición del gas de alumbrado

etileno }
acetileno } en
bencina } pequeñas
óxido de carbono .. } cantidades
amoníaco }
cianógeno }

3º Lignito. — El lignito es un carbón negro, de estructura leñosa y de formación más reciente que la hulla; contiene de 55 a 75 % de carbono. Se enciende difícilmente, arde con mucho humo y produce olor fétido. Existe una variedad compacta, de color negro y brillante, llamada *azabache*, con la cual se fabrican ciertos ornamentos negros: botones, perlas, pendientes, etc.

4º Turba. — La turba es el carbón más moderno y más impuro; contiene de 40 a 60 % de carbono; proviene de la fermentación de la materia orgánica.

tación y descomposiciones de los vegetales acumulados en el fondo de los pantanos, sitios acuáticos donde se carbonizan lentamente.

Se encuentra en los pantanos del valle del Somme (Francia), en Escocia, Holanda, Patagonia, Entre Ríos.

Arde difícilmente una vez seco, produce pocas calorías (3500) se emplea como combustible, y a causa de su naturaleza fibrosa sirve a veces para la fabricación del cartón; mezclada con las deyecciones animales, forma un excelente abono.

III. — Carbones artificiales

276. Son productos que resultan de la calcinación de algunas materias orgánicas, vegetales o animales. Si las sustancias empleadas no contienen compuestos minerales el carbón obtenido es puro.

1º **Carbón vegetal.** — El carbón vegetal es el residuo de la destilación de la madera o de su combustión incompleta al abrigo del aire.

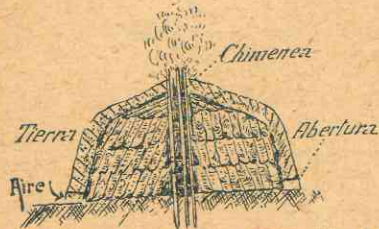


Fig. 236. — Pila para la obtención del carbón de leña.

en la base y en el centro dejan circular el aire; los productos volátiles se queman y queda el carbón.

Procedimiento moderno de destilación (fig. 237). — Por el procedimiento de destilación, los trozos de madera se introducen en unos grandes cilindros herméticamente cerrados donde se calientan al rojo. Entre los productos volátiles, unos son gaseosos (CO , CO_2 , carburos de H), y se usan como combustibles para calentar los hornos; los productos líquidos se condensan: alquitrán, ácido piroleñoso, esencia de trementina.

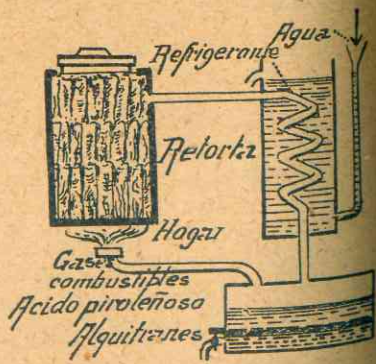


Fig. 237. — Aparato para la destilación de la madera.

Obtención. a) **Procedimiento de las pilas** (fig. 236). — Es el procedimiento empleado en los bosques y el más antiguo. Consiste en amontonar pedazos de leña en pilas cubiertas con una capa de tierra; unas aberturas practicadas

El carbón vegetal conserva la forma de la madera porque es infusible; el que ha sido preparado a temperatura (1200°C . a 1500°C .) conduce bien el calor y la electricidad, pero se inflama difícilmente; el que se ha obtenido a temperatura baja (400°C .) se enciende fácilmente y es mal conductor del calor y de la electricidad.

El carbón obtenido por destilación de la madera es homogéneo, muy combustible y se lo utiliza en la fabricación de la pólvora.

Absorbe fácilmente los gases, de ahí su aplicación en la fabricación de filtros.

2º **Carbón de azúcar.** — Se obtiene descomponiendo lentamente el azúcar por el calor en vasos cerrados. Es C amorfo, muy puro, ligero, de aspecto brillante y esponjoso. Se lo emplea como descolorante.

3º **Negro de humo.** — Es un carbón negro, pulverulento; resulta de la combustión del gas de petróleo (fig. 238) o de la combustión incompleta de varios productos orgánicos, como la resina (figura 239), el alquitrán, la trementina (fig. 240), los aceites y, sobre todo, el acetileno.

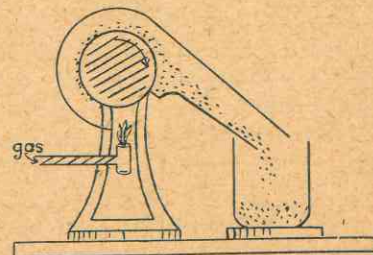


Fig. 238. — Obtención del negro de humo por combustión del gas de petróleo.

Se emplea en la fabricación de la tinta de imprenta, de la tinta China; amasado con arcilla sirve para la fabricación de lápices de dibujo.

4º **Negro animal** (fig. 241). — Se obtiene por la calcinación de los huesos en vaso cerrado. La materia orgánica u oseína, se descompone por el calor dejando un residuo de carbón, mezclado con la sustancia mineral porosa (fosfato y carbonato de calcio).

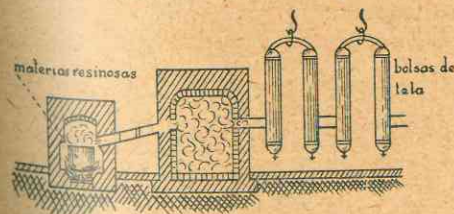


Fig. 239. — Obtención del negro de humo por combustión de materias resinosas.



Fig. 240. — Obtención del negro de humo por combustión de la esencia de trementina.

Los huesos calcinados son triturados y tamizados; se obtiene así un carbón no combustible, muy poroso, que contiene 12 a 15 % de C.

Se usa para absorber gases disueltos en el agua; materias colorantes de origen orgánico; de ahí su empleo para descolorar diversos líquidos, tales como: la glicerina, jugos azucareros, el vino.

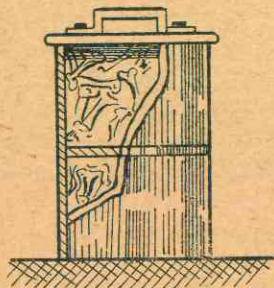


Fig. 241. - Horno para la calcinación de los huesos.

5° **Carbón de Cok.** — El cok es un residuo de la destilación de la hulla. Es un carbón poroso, grisáceo, muy liviano; arde casi sin llama, dando mucho calor; necesita para arder una fuerte corriente de aire; su poder calorífico es de 8000 calorías.

Se emplea en la calefacción doméstica, en los gasógenos industriales, en los altos hornos para la reducción del mineral de hierro.

6° **Carbón de retorta.** — Es carbón que queda incrustado en las paredes interiores de las retortas de las fábricas del gas de alumbrado; resulta de la descomposición de los productos volátiles carbonados que se desprenden en la destilación de la hulla. Es un carbón de color negro, denso, poroso, sonoro, muy duro, buen conductor del calor y de la electricidad.

Se usa en muchos aparatos eléctricos: pilas, crisoles, electrodos, etc.

277. **Combustibles.** — Llámense combustibles las sustancias que se combinan con el O dando mucho calor acompañado de luz. Los combustibles que más se destacan son el C, el H y sus compuestos, tales como: el óxido de carbono y los hidrocarburos. Los combustibles pueden ser: **sólidos** (como la hulla, el carbón de coke y el carbón vegetal); **líquidos** (como la nafta y el kerosene); **gaseosos** como el metano (CH_4), el eteno (C_2H_4), el acetileno (C_2H_2).

El valor de un combustible se determina por su poder calorífico. La cantidad de calor que se desprende de una reacción se mide en relación a una molécula. La unidad de calor es la **gran caloría**, la cual representa la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 kilogramo de agua de 15°C . a 16°C .

La **pequeña caloría** es el calor necesario para que 1 gr. de agua eleve su temperatura de un grado.

La **gran caloría** equivale a 1000 pequeñas calorías. El calor de formación de las combinaciones se mide en un aparato llamado **calorímetro**; en caso de tener una sustancia orgánica se usa la bomba calorimétrica de Berthelot y Vieille

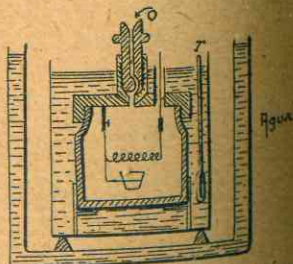


Fig. 242. - Bomba-calorimétrica de Berthelot y Vieille

llet y Vieille (fig. 242). Este aparato se compone de un obús metálico de paredes espesas que se cierra con un tapón de tornillo. Se coloca en una cápsula un peso determinado de la sustancia a quemar. Una vez cerrada la bomba se introduce por la canilla oxígeno bajo una presión de 25 atm. Luego se coloca el aparato en el interior de un calorímetro ordinario. Una vez establecido el equilibrio de temperatura, se cierra el circuito de una corriente eléctrica, la cual lleva a la incandescencia un hilo de hierro en contacto con la sustancia a quemar. La combustión es muy rápida y la temperatura del agua, mantenida uniforme por un agitador, se eleva del valor inicial t a un máximo T para decrecer luego. Si M es la masa en agua del calorímetro y de sus accesorios (vaso calorímetro, agua empleada, bomba, agitador, termómetro) la cantidad de calor producido durante la combustión tiene por valor:

$$Q = M (T - t)$$

Se utiliza bajo el nombre de **bomba de Malher**, una bomba calorimétrica del tipo anterior, pero esmaltada interiormente.

278. **Llama.** — La llama (fig. 243) es la combustión de un gas o de un vapor.

Los cuerpos fijos no emiten vapores, arden sin llama, produciendo la incandescencia como sucede con el carbón y el hierro.

Constitución de la llama (ver pág. 342). — La llama de un cuerpo simple es homogénea. En un cuerpo compuesto no sucede lo mismo. Examinando una bujía observaremos tres partes: 1° el **cono oscuro o de destilación D**; 2° el **cono luminoso o de combustión incompleta B**; 3° el **cono calorífico o de combustión completa**. En el cono D, el cuerpo

graso se transforma en hidrocarburos; su temperatura es poco elevada. En el cono luminoso B se efectúa una **combustión incompleta**; el O del aire quema el H y el calor producido pone incandescentes a las partículas de carbono en suspensión, lo que proporciona el brillo a la llama.

En el **cono colorífero A**, la combustión es completa; el oxígeno del aire quema el carbono y lo transforma en CO_2 . En la parte D, se ve una coloración azul debida a la combustión del OC.

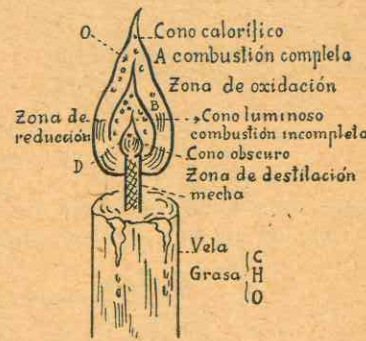


Fig. 243. - Llama.

La zona luminosa lleva el nombre de *llama reductora* a causa de las partículas de C, que tiene en suspensión:



La zona calorífica se llama oxidante por la cantidad de O que lo rodea:



En la llama se distinguen el **brillo** y la **temperatura**. El brillo es producido por la incandescencia de las partículas sólidas en suspensión. Ejemplo: la llama del magnesio (en que se forma óxido de magnesio), la del gas de alumbrado, de una bujía cuyo brillo se debe a las partículas de carbón.



Fig. 244. Soplete

El **soplete** más sencillo se compone de un tubo de hierro encorvado (fig. 244).

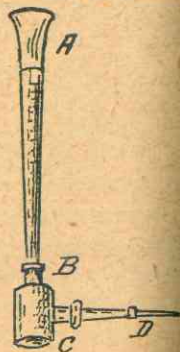


Fig. 245. Soplete de Berzelius.

Soplete de Berzelius. (Fig. 445). — Este soplete consta de tres partes: dos tubos cónicos A B y C D, de un recipiente R para absorber la humedad del aire insuflado y de un pico de platino en la extremidad C D.

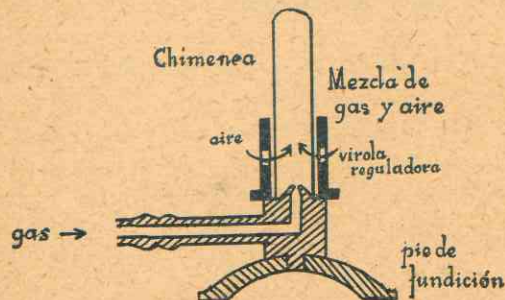


Fig. 246. Pico de Bunsen.

llama, regulando por medio de una virola la entrada y la salida de la mezcla del gas con el aire (figuras 246-247).

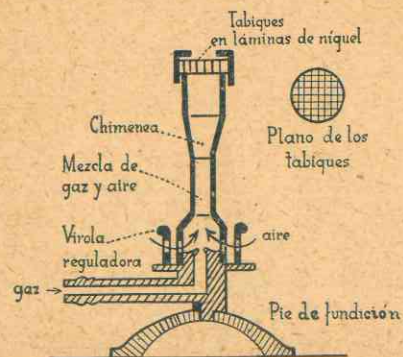


Fig. 247. Pico de Mecker.

Telas metálicas. (Fig. 248). — Interceptan la llama enfriándola por su gran conductibilidad del calor. Si se aplasta una llama con una tela metálica parece cortada; arde sola-

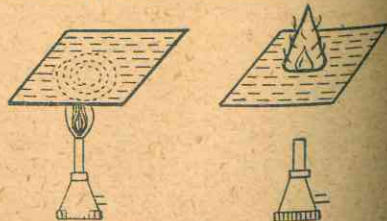


Fig. 248. Telas metálicas.

mente en la parte interior por haberse enfriado y apagado los gases de la parte superior. Sin embargo, si acercamos una cerilla, los gases pueden encenderse en la parte superior de la tela. Sobre esta propiedad se basa la construcción de la lámpara de seguridad de Davy (fig. 249), usada por

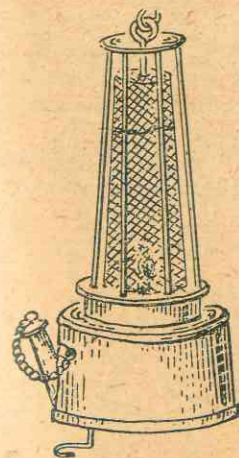


Fig. 249. Lámpara de Davy.

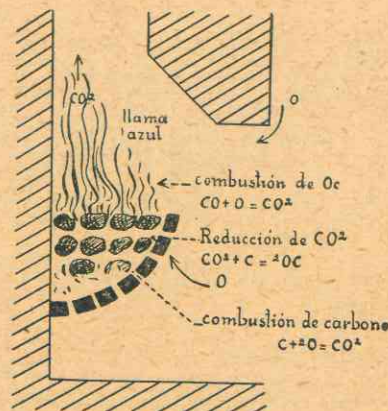
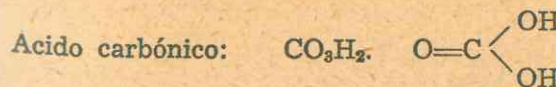
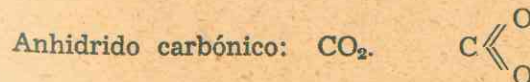
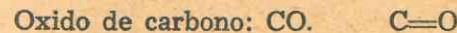
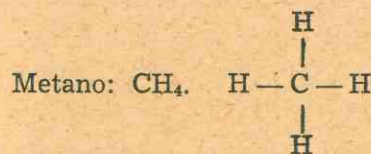


Fig. 250. Producción de óxido de carbono en un hogar.

los mineros para precaverse de las explosiones del gas grisú. En efecto, la mezcla detonante (aire y metano) penetra a través de la malla metálica y se inflama en el interior, pero no pasa a la atmósfera.

279. Combinaciones del carbono con el H y O:



El *metano* llamado también formeno, gas de los pantanos, forma parte de los cuerpos orgánicos.

OXIDO DE CARBONO: CO

280. El óxido de carbono no existe en la naturaleza, pero se produce:

1º Por la *combustión del C*, en presencia de una cantidad insuficiente de O (fig. 250).

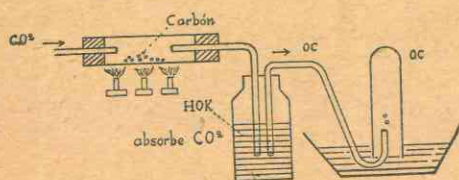


Fig. 251. - Obtención del óxido de carbono por reducción del CO₂ por el C al rojo.

2º En la *reducción por el carbón*: a) del anhídrido carbónico CO₂ (fig. 251); b) de los óxidos metálicos difícilmente reductibles, como el óxido de zinc (ZnO),
 $ZnO + C \rightarrow CO + Zn$;

c) del vapor de agua (figura 252).



3º En la *destilación de la madera, de la hulla*, lo que explica su presencia en el gas de alumbrado.

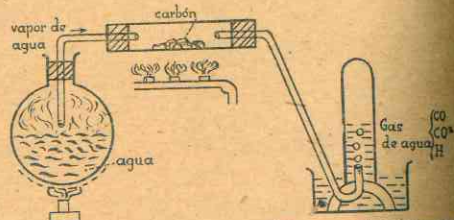


Fig. 252. - Obtención del CO por reducción del vapor de agua por el C calentado al rojo.

Preparación:

1º En los *laboratorios*. — Descomponiendo el ácido oxálico por el calor, en presencia del SO₄H₂ concentrado (fig. 253).

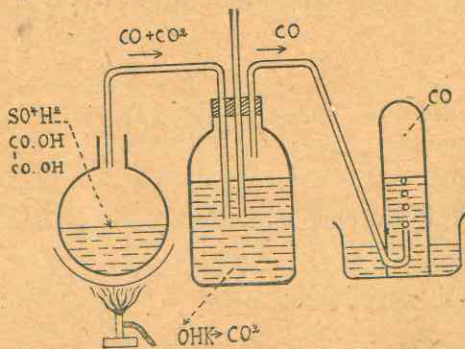
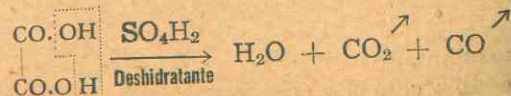


Fig. 253. - Preparación del óxido de carbono por el ácido oxálico.



2º En la *industria*. — La industria prepara grandes cantidades de mezclas combustibles que lo contienen, principalmente los gases pobres.

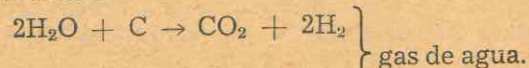
a) *Gas del aire* (fig. 254) que se obtiene haciendo pasar aire a través del cok incandescente:



luego el carbón reduce el CO₂:



b) *Gas de agua*, que se obtiene haciendo pasar vapor de agua a través del cok incandescente:



hacia los 1000°C. $H_2O + C \rightarrow CO + H_2$

Su poder calorífico es mayor que el del gas de aire.

c) *Gas mixto*, que se obtiene haciendo pasar simultáneamente sobre el carbón incandescente una mezcla conveniente de aire y de vapor de agua.

A los gases pobres se pueden añadir los gases de los altos hornos que contienen 25 % de CO.

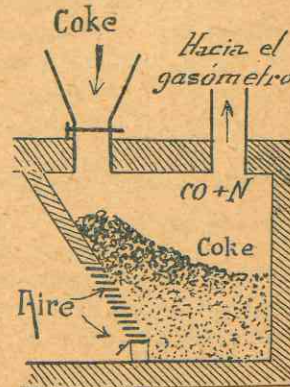


Fig. 254. - Esquema de un gasógeno industrial para la producción del gas de aire.

Propiedades físicas. — El CO es un gas incoloro, inodoro, insípido. Su densidad es de 0,97.

Es poco soluble en agua y se licúa difícilmente.

Propiedades químicas. — El CO es un óxido neutro, es decir, que no forma ácido ni base, lo que lo distingue del anhídrido carbónico. No enturbia el agua de cal y no tiene acción sobre el tornasol.

El CO arde con una llama azul, muy caliente, dando CO₂ (fig. 255):

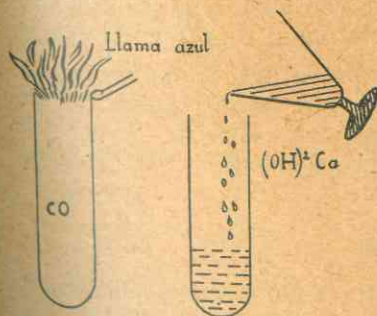


Fig. 255. - Combustión del óxido de carbono con producción del CO₂.

Una mezcla de 2 volúmenes de CO y 1 volumen de O, arde con explosión, lo que explica el empleo del gas pobre en los motores.

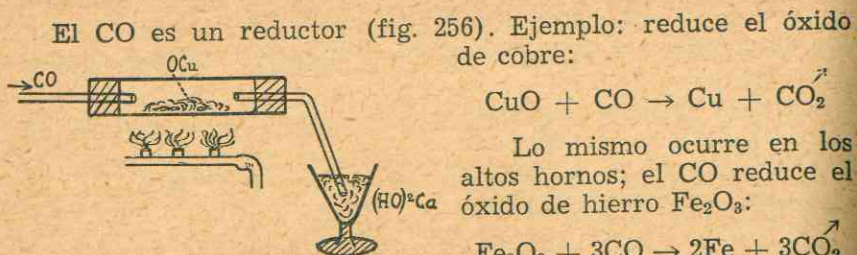


Fig. 256. - Reducción del óxido de cobre por el CO. El CO₂ formado, enturbia el agua de cal.

Lo mismo ocurre en los altos hornos; el CO reduce el óxido de hierro Fe₂O₃:



El CO funciona como *radical bivalente*, al que se da el

nombre de *carbonilo* en los compuestos como el cloruro de carbonilo COCl₂ (fosgeno, gas asfixiante).

Acción fisiológica. — El CO es muy tóxico, porque combiéndose con la hemoglobina de la sangre la incapacita para absorber el oxígeno necesario a la vida, formando de esta manera un compuesto estable: la carboxihemoglobina.

Síntomas de intoxicación. — Son síntomas de intoxicación los vértigos, dolores de cabeza (cefaleas). Una ventilación enérgica resulta entonces necesaria.

Aplicaciones. — Como reductor en los altos hornos; los gases pobres son utilizados en la calefacción de los aparatos industriales: hornos de vidrio, de acero, de cok; en los motores a explosión; los gases de los altos hornos se utilizan como combustibles y como fuerza motriz.

DIOXIDO DE CARBONO O ANHIDRIDO CARBONICO: $\text{C} \begin{matrix} = \text{O} \\ = \text{O} \end{matrix}$

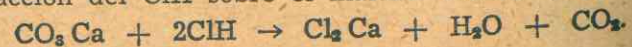
281. **Sinonimia.** — Llamado impropriamente ácido carbónico.

Historia. — El CO₂ fué descubierto en el año 1648 por Van Helmont; Lavoisier dió a conocer su verdadera naturaleza. Más tarde, en 1840, Dumas y Stas establecieron su composición exacta.

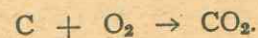
Estado natural. — El CO₂ existe en el aire en la proporción de unos 0,0004; resulta de las combustiones, de la respiración animal y vegetal, de las fermentaciones; se desprende de algunos manantiales y grietas del suelo, de los volcanes. Existe en combinación en los carbonatos (CO₃Ca).

Preparación

1º **En los laboratorios** (fig. 257). — Se obtiene el CO₂: a) por la acción del ClH sobre el mármol blanco (CO₃Ca):



b) Por la combustión del C en el O:



2º **En la industria.** — Se obtiene: a) tratando el CO₃Ca por el SO₄H₂ en un aparato provisto de un agitador mecánico que mueve constantemente la masa, porque el SO₄Ca (insoluble) forma poco a poco sobre el carbonato una capa que impediría el contacto del ácido.

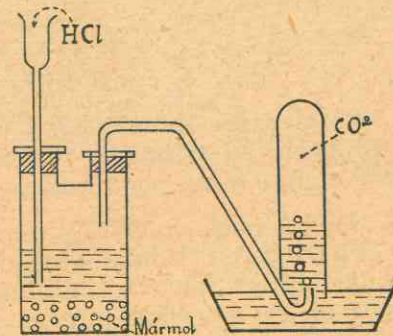
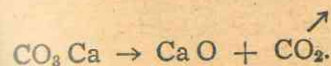


Fig. 257. - Preparación del anhídrido carbónico.

b) *Por calcinación de la caliza* en los hornos de cal:



Propiedades físicas. — El CO₂ es un gas incoloro, de olor picante, de sabor ligeramente ácido.

El CO₂ es más denso que el aire; su densidad es de 1,52.

El CO₂ es soluble en agua (fig. 258). La solubilidad aumenta con la presión. El agua de Seltz es una disolución acuosa de CO₂ obtenida por una presión de 8 a 10 atmósferas. Esta disolución puede considerarse como conteniendo ácido carbónico:



Este ácido es inestable y no ha podido ser aislado. El CO₂ se *licúa* y se *solidifica* fácilmente. Se licúa a 0°C. bajo una presión de 36 atmósferas



Fig. 258. - El CO₂ es soluble en agua.

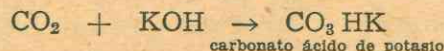
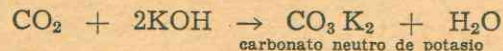
Propiedades químicas. — a) el CO₂ no es combustible; b) el CO₂ es inapto para

mantener la combustión y la respiración; c) los reductores enérgicos los descomponen:



El CO₂, en solución, enrojece débilmente la tintura de tornasol; es un ácido débil.

El CO₂ se combina con las bases formando carbonatos:



Reconocimiento:

Enturbia el agua de cal:



Propiedades fisiológicas. — El gas carbónico no mantiene la respiración. La asfixia es producida por la acumulación del CO₂ en la sangre y no por intoxicación.

Aplicaciones. — El CO₂ se emplea en la fabricación del agua de Seltz y de las bebidas gaseosas; en la industria de la sosa (procedimiento de Solvay), del albayalde (CO₃Pb), para defecar los jugos de los azúcares (precipitación de la cal). El CO₂ líquido sirve para la producción de temperaturas bajas en los laboratorios y cámaras frigoríficas.

El CO₂ se usa también para apagar incendios.

Aguas gaseosas

282. Son aguas que contienen en disolución una cantidad notable de CO₂. Pueden ser *naturales* como la de Vichy, y *artificiales* como la de Seltz. Las *artificiales* comprenden las distintas bebidas gaseosas que pueden ser: a) El *agua potable saturada de CO₂* introducida en sifones (fig. 259); las limonadas, el vino de Champagne, la sidra, la cerveza, que contienen una fuerte proporción de CO₂ en disolución mantenido bajo presión en botellas de vidrio grueso. Este gas carbónico, así como las disoluciones azucaradas de sustancias que se añaden, comunican a estas bebidas un sabor acidulado, agradable y refrescante. El desprendimiento, al aire libre, del CO₂ provoca la espuma y el chirrido especial que se observa al destapar una de estas botellas.



Fig. 259. - Sifón de agua de Seltz.

b) Las *aguas minerales carbónicas artificiales*, utilizando las aguas minerales acidulas, a las que se añade cierta proporción de CO₂ o bien las aguas minerales artificiales que se completan con productos especiales de acuerdo con el análisis del agua mineral que se quiere imitar.

283. **Hielo seco o nieve carbónica** (fig. 260). — Llámanse hielo seco el anhídrido carbónico en estado sólido. La industria entrega al comercio CO₂ líquido, en unos cilindros de hierro forjado muy resistentes provistos de una llave de tornillo. Abriendo esta llave y estando el tubo en posición vertical, se obtiene CO₂ gaseoso. Colocando el tubo horizontalmente, sale un chorro líquido que se puede recibir en una bolsa de tela o en una caja metálica de paredes delgadas. El frío intenso producido por la expansión y la vaporización rápida de una parte del líquido, determina la solidificación de la otra parte. Se obtiene así la nieve carbónica que se sublima lentamente al aire, manteniéndose a una temperatura de —80°C. Es un potente refrigerante.

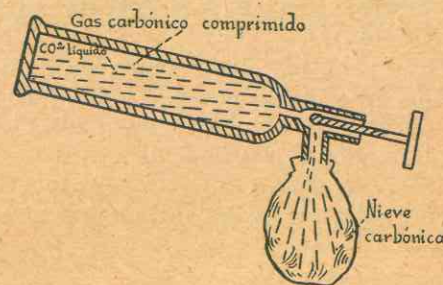


Fig. 260. - Tubo de gas carbónico líquido. Producción de la nieve carbónica.

Se puede manipular sin peligro, con tal de no ejercer presión sobre ella. El efecto de la presión es la rotura de la película de gas existente entre el sólido y la mano caliente, determina una quemadura grave o más bien una ampolla, semejante a la producida por una quemadura. Para manipular esta sustancia puede emplearse una cuchará de cuerno.

La nieve carbónica se disuelve en éter, y, mientras el éter se evapora en el aire, se puede obtener una temperatura próxima a —110°C. y —140°C. cuando se evapora a presión reducida.

Apagadores de incendio (fig. 261). — Si observamos la lámina notaremos de inmediato que es una forma muy común de estos apagadores. El líquido L es una solución acuosa de CO₃Na₂; la botella B contiene SO₄H₂. En caso de incendio se toma el aparato del asa; luego se da un golpe recio contra el suelo de suerte que la varilla V quiebre la botella de SO₄H₂; éste reacciona entonces con el CO₃Na₂, produciendo CO₂; la presión del gas lanza el líquido por el tubo T; el agua y la gran cantidad de CO₂ producido apagan el fuego.

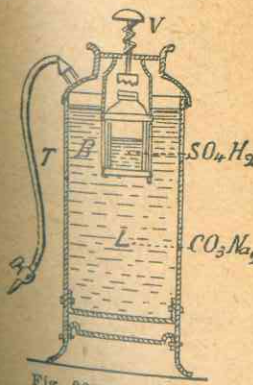


Fig. 261. - Apagador de incendio.

Carbonatos

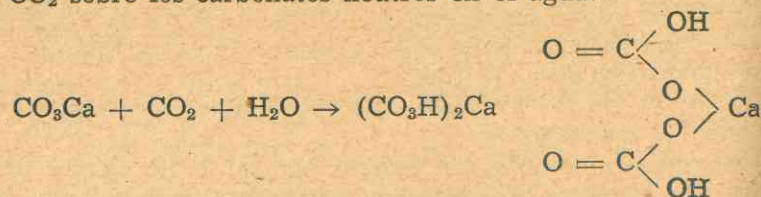
284. Los carbonatos son sales del ácido carbónico. Los hay de dos clases: neutros y ácidos.

Los carbonatos neutros resultan de la sustitución total de los H. del ácido carbónico (CO₃H₂) por un metal; ejemplo: carbonato de calcio (CO₃Ca).

Los carbonatos ácidos resultan de una sustitución parcial; ejemplo: carbonato ácido de sodio o bicarbonato (CO₃HNa). Hállanse en la naturaleza los carbonatos de calcio: calcita (CO₃Ca); de hierro: siderosa (CO₃Fe); de calcio y magnesio: dolomita (CO₃Ca, CO₃Mg).

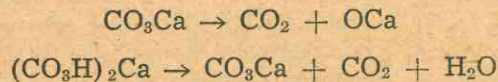
Los carbonatos neutros son en su mayoría insolubles en el agua excepto los de potasio, sodio, litio y amonio que son solubles. Estos carbonatos solubles tienen reacción alcalina, razón por la cual son llamados carbonatos alcalinos.

Los carbonatos ácidos o bicarbonatos se obtienen por la acción del CO₂ sobre los carbonatos neutros en el agua:

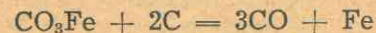


Propiedades. — Los carbonatos son sólidos; los alcalinos (CO₃Na₂, CO₃K₂) son solubles, los demás son insolubles en el agua pura, pero se disuelven un poco en el agua cargada de CO₂, porque se transforman parcialmente en bicarbonatos; esto explica la presencia en las aguas naturales de los carbonatos de Fe, Mn, Mg, Ca.

El calor descompone los carbonatos y los bicarbonatos (CO₃H)₂Ca:



El C reduce los carbonatos:



Con los ácidos producen efervescencia por el CO₂ desprendido.

SULFURO DE CARBONO: S₂C

285. Historia. — Descubierta en 1796 por Lampadius y preparado en 1802 por Clement y Desormes.

Preparación. — Se obtiene combinando el azufre con el carbón en los hornos (fig. 262), de preferencia en el horno eléctrico (fig. 263). La ope-

ración se efectúa en cilindros verticales. Los vapores de S₂C, muchas impurezas, principalmente con vapor de azufre, se escapan por la parte superior del horno, atraviesan luego un cuarto donde se deposita el S y el S₂C, se condensa debajo del agua. El producto industrial se rectifica por destilación.

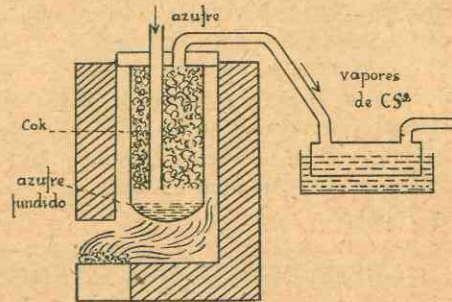


Fig. 262. — Preparación del sulfuro de carbono

Propiedades físicas. — El S₂C puro es un líquido incoloro, muy volátil, de olor agradable, algo etéreo; en el producto corriente es de color amarillento y tiene olor fétido de coles podridas. La densidad del S₂C es de 1,26. Se evapora rápidamente al aire y produce frío en el vacío, cuya temperatura puede descender hasta -60°C.

Es un disolvente del azufre, del iodo, del caucho, de las resinas y grasas. Tiene gran poder de refracción sobre la luz.

Propiedades químicas. — El S₂C se disocia parcialmente por el calor; se enciende al aire y arde con una llama azul, formando anhídrido sulfuroso y anhídrido carbónico:

Tiene gran poder de refracción sobre la luz.

El S₂C se disocia parcialmente por el calor; se enciende al aire y arde con una llama azul, formando anhídrido sulfuroso y anhídrido carbónico:



Los vapores del S₂C forman con el O o con el aire una mezcla que detona con mucha violencia al contacto de una llama.

Con el cloro a la temperatura del rojo forma una mezcla de tetracloruro de carbono y de cloruro de azufre:



El S₂C es un veneno violento

Aplicaciones. — El S₂C sirve para disolver y vulcanizar el caucho.

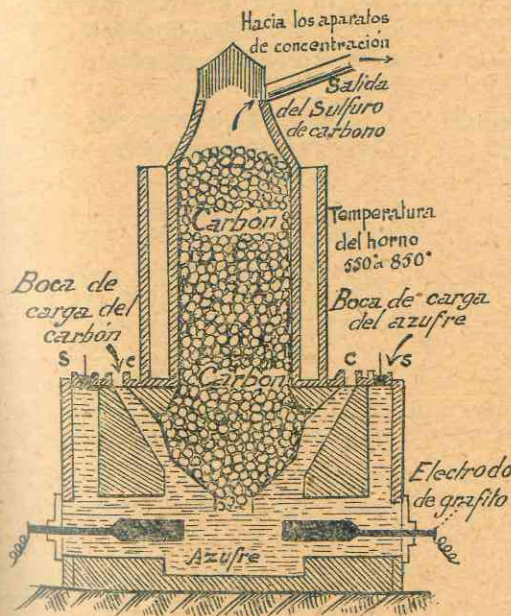


Fig. 263. — Horno eléctrico para la obtención del sulfuro de carbono.

para separar el fósforo ordinario del P rojo; se emplea para extraer las grasas, los aceites y las esencias de las plantas; es empleado asimismo como insecticida para destruir la filoxera de la vid y para extraer el S de los minerales pobres.

Como el S_2C es peligroso, se lo reemplaza con frecuencia por el tetracloruro de carbono en la extracción de los aceites y grasas. El S_2C combinado con el sulfuro de potasio da el sulfocarbonato de potasio S_3CK_2 ($SK_2 + CS_2$), el cual es también de mucho empleo en viticultura contra la filoxera.

IMPORTANCIA DEL CARBONO EN LA NATURALEZA

286. **Ciclo bioquímico del Carbono. Fotosíntesis.** — En la naturaleza la combustión u oxidación del C para originar CO_2 , es enorme.

Se desprende el CO_2 de los volcanes, grutas, grietas del suelo, descomposición de los animales muertos, fermentaciones, respiración. La acumulación del CO_2 en el aire lo haría desde luego irrespirable. Una concentración del 20 % produce la muerte de los animales.

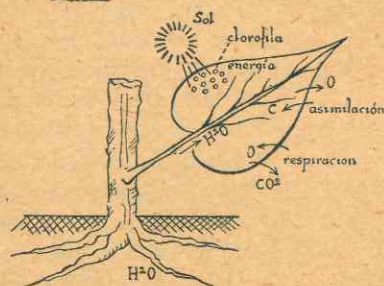
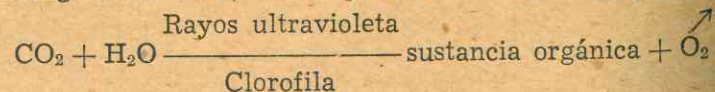


Fig. 264. - Acción fisiológica del carbono en las plantas.

Los reguladores por excelencia de esa enorme cantidad de CO_2 , son los *vegetales* y el *mar*.

a) Los **vegetales**. La planta absorbe CO_2 del aire y lo descompone en O que pasa a la atmósfera y C que se combina con H y O para formar nuevos compuestos; azúcares, almidones (fig. 264).

Esta reducción del CO_2 se hace en presencia de la luz solar que suministra cierta energía y H_2O . Esta energía solar es absorbida por la clorofila de las plantas:



Dicha síntesis es una sustancia orgánica, realizada en un vegetal por la acción de la *luz solar*, la *clorofila*, el CO_2 y el H_2O ; se denomina **fotosíntesis**.

Luego los animales se alimentan de los vegetales; los queman o los oxidan y el CO_2 , resultado de esa reacción, vuelve a la atmósfera cerrando de esta manera el ciclo biológico del CO_2 .

b) El **mar**. Una parte del CO_2 se disuelve en el agua de los mares, ríos, para originar con las bases que ellos contienen los carbonatos (CO_3Na_2 , CO_3Ca) aprovechados por los animales acuá-

ticos. Si el CO_2 aumenta en cantidad, los carbonatos lo absorben, disolviéndose los insolubles para formar bicarbonatos $(CO_3H)_2Ca$.

Luego, estos bicarbonatos se descomponen en carbonatos y CO_2 si la proporción en el aire es menor de $\frac{4}{10.000}$.

EJERCICIOS

EL CARBONO

1. ¿Cuál será la masa y el volumen del gas carbónico obtenido por la combustión de un trozo de carbón pesando 1 kg. y que contiene 80 % de carbono?

2. Se queman 500 gr. de antracita conteniendo 92 % de carbono y 3 % de hidrógeno. Calcular: a) La cantidad de oxígeno necesario para la combustión de los 500 gr. de antracita; b) La masa de cada uno de los productos que resultan de dicha combustión.

3. Se hacen quemar 10 gr. de hulla en un exceso de oxígeno y se hace pasar los productos de la combustión, previamente desecados, a través de una solución de potasa cáustica. Sabiendo que la solución de potasa aumenta de 29,76 gr. Calcular la proporción de carbono puro que entra en esta hulla.

PREGUNTAS

Hablar de los carbones naturales y artificiales.
Obtención del carbón de leña; sus propiedades físicas.
Indicar las propiedades químicas del carbono.

OXIDO DE CARBONO

- Se desea quemar directamente 10 gr. de óxido de carbono:
 - ¿Qué cantidad de oxígeno es necesario emplear?
 - ¿Determinar el volumen de CO_2 obtenido?
 - ¿Cuál sería la masa del precipitado absorbiendo el CO_2 con agua de cal?
- Sobre 100 gr. de calcárcico puro se hace actuar HCl en exceso. Los x litros del gas obtenido pasan sobre el carbón incandescente y se producen y litros de un gas nuevo.

Admitiendo que en los dos casos las reacciones sean completas:

 - Indicar la naturaleza de los gases obtenidos en los 2 casos.
 - Calcular x y y.

- c) Se hace quemar completamente los y litros del segundo gas.
- d) ¿Cuál es el volumen de aire necesario para su combustión?
- e) ¿Cuál es la masa del cuerpo compuesto gaseoso que se origina durante esta combustión?

3. Se hace pasar una mezcla de 500 litros de aire y 360 gr. de agua sobre el carbón incandescente. Admitiendo que no se forma CO_2 , calcular el volumen de cada uno de los gases desprendidos y la composición centesimal del gas mixto así obtenido?

PREGUNTAS

Poder reductor del carbono y del óxido de carbono. Aplicaciones industriales.

Indicar en qué circunstancia se producen el OC y el CO_2 . ¿Qué se entiende por gas de agua?

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 287. Característica del grafito. — 288. Poder decolorante del negro animal. — 289. Desinfección de las aguas por el carbón. — 290. Absorción de los gases por el carbón. — 291. Poder reductor del carbón. — 292. Preparación del óxido de carbono. — 293. Preparación del anhídrido carbónico. — 294. Reconocimiento del CO_2 en el aire aspirado. — 295. Comprobación de la densidad del CO_2 . — 296. Incomburencia de gas carbónico. — 297. Efervescencia producida por los ácidos sobre los carbonatos. — 298. Formación del bicarbonato de calcio. — 299. Reconocimiento del CO_2 .

287. **Característica del grafito.** — Tratado por una mezcla oxidante (clorato de potasio y ácido nítrico) el grafito se transforma en óxidos grafitoides, reacción que no se produce con las demás variedades de carbono.

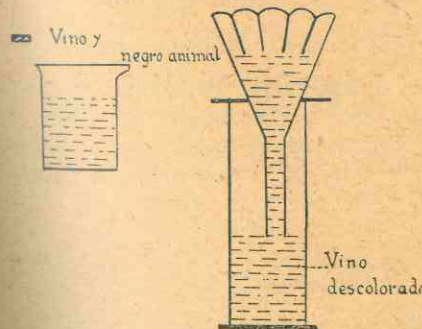


Fig. 265. - Decoloración del vino por el negro animal.

288. **Poder decolorante del negro animal** (fig. 265). — Pulverizar finamente unos 2 grs. de negro animal; echarlo en una cápsula con una disolución de tornasol (añil, campeche, vino tinto, fucsina, cochinilla, etc.) y calentar suavemente, removiendo de vez en vez el carbón. Filtrar el contenido y recoger el líquido filtrado en un tubo de ensayo. Repetir la misma operación

con otras clases de carbón (carbón de azúcar, carbón vegetal, negro de humo) y comparar el distinto poder decolorante de los varios carbonos.

289. **Desinfección de las aguas por el carbón.** — Agitar en un frasco un poco de agua corrompida o una disolución de SH_2 con un poco de carbón vegetal en polvo o de negro animal; filtrar y oler. El agua, merced a este procedimiento, ha perdido su mal olor.

290. **Absorción de los gases por el carbón** (fig. 266). — Llenar de gas seco (NH_3 , ClH , SH_2) una probeta pequeña en la cuba de mercurio

calentar hasta el rojo un trozo de carbón vegetal para secarlo perfectamente y despojarlo de los gases oclusos; introducirlo luego en la cuba de mercurio debajo de la probeta llena de gas que se quiere absorber, el carbón asciende poco a poco con el mercurio, el cual llega a llenar completamente la probeta; oler después el carbón y notar la presencia del gas ocluido.

Tomar un trozo de carbón vegetal seco; echarlo en un frasco con agua; cerrar con un buen tapón de goma provisto de un tubo de vidrio, y hacer el vacío con la trompa; observar atentamente las numerosas burbujas que salen por toda la superficie del carbón.

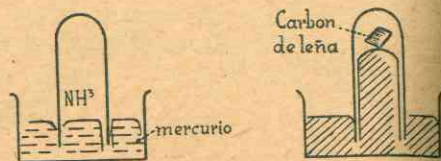


Fig. 266. - Absorción del gas amoníaco por el carbón de leña.

291. Poder reductor del carbón (fig. 267). — En un tubo de ensayo provisto de un tubo de desprendimiento calentar una mezcla de un gramo de carbón vegetal en polvo y un gramo de CuO; hacer pasar los gases en un vaso con agua de cal; examinar el residuo en el tubo de ensayo. Se ha formado CO₂ y cobre reducido

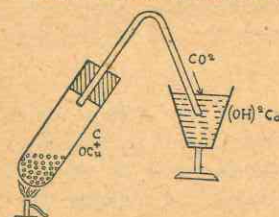


Fig. 267. - Poder reductor del carbón.



ensayo unos gramos de ácido oxálico con suficiente SO₄H₂ para cubrirlo bien; poner a continuación un frasco lavador con una disolución de soda cáustica (Na OH) para absorber el CO₂; recoger el CO en la cuba de agua.

Reconocimiento del óxido de carbono. — a) Es un gas incoloro, inodoro; b) no enrojece la tintura de tornasol; c) no enturbia el agua de cal; d) no es absorbido por la potasa; e) arde con una llama azulada.

349. Preparación del anhídrido carbónico (fig. 269). — En un tubo de ensayo introducir unos trocitos de mármol y ácido clorhídrico diluído; recoger el CO₂ en la cuba de agua o por desalojamiento del aire.

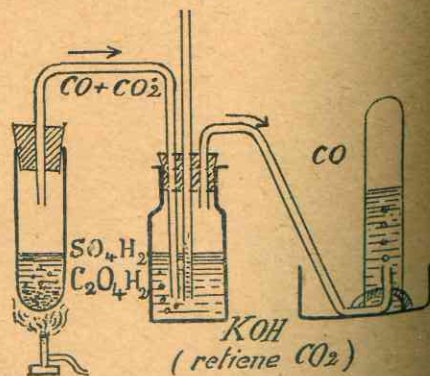


Fig. 268. - Preparación del óxido de carbono.

294. Reconocimiento del CO₂ en el aire espirado (fig. 270). — Soplar el aire de los pulmones por largo rato en el agua de cal y se formará un precipitado blanco de CO₃Ca:



295. Comprobación de la densidad del CO₂. — Llenar dos probetas A y B de CO₂. La probeta A mantenida verticalmente queda llena de gas, mientras que la probeta B invertida, se vacía rápidamente (figura 272).

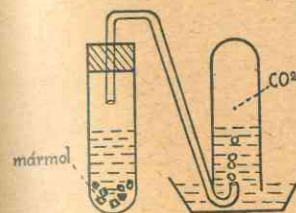


Fig. 269. - Preparación del CO₂.

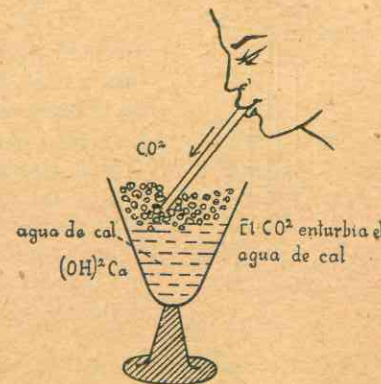


Fig. 270. - Producción del CO₂ en la respiración.

Inclinar una probeta C llena de CO₂ boca abajo; el gas baja invisible y apaga la bujía (fig. 272). Dejar caer pompas de jabón llenas de aire en un vaso lleno de CO₂; las pompas rebotan (figura 271).

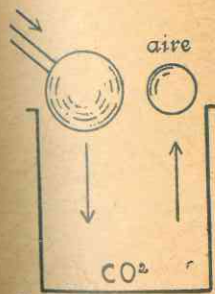


Fig. 271. - Pompas de jabón llenas de aire rebotan al caer en el CO₂.

296. Incomburencia del gas carbónico. (Fig. 273). — En un recipiente grande colocar varias velas a alturas diferentes y hacer llegar una corriente de CO₂ por un tubo que entre hasta el fondo. Las velas se irán apagando una después de otra y a medida que ascienda el nivel del gas.

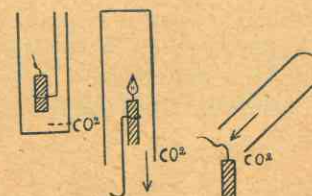


Fig. 272. - El CO₂ es más pesado que el aire.

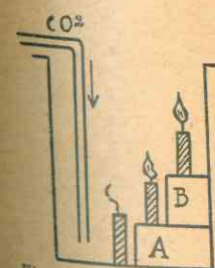


Fig. 273. - Incomburencia del CO₂.

297. Efervescencia producida por los ácidos sobre los carbonatos (fig. 274). — A una disolución de CO₃Na₂, agregar unas gotas de ClH diluído; notar la efervescencia; hacer pasar el gas desprendido en un poco de agua de cal: se enturbia.

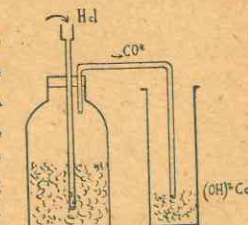
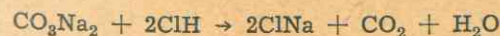


Fig. 274. - Efervescencia producida por los ácidos sobre los carbonatos.



298. **Formación del bicarbonato de calcio.** — En un tubo de ensayo colocar un poco de agua de cal y hacer llegar una corriente de CO_2 .

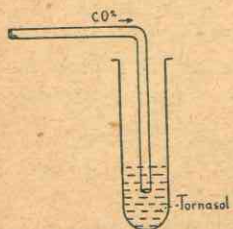


Fig. 275. — El CO_2 enrojece la tintura de tornasol.

Al principio se podrá observar la formación de un precipitado blanco, el que desaparece si persiste el paso de la corriente de CO_2 . En el comienzo se habrá formado CO_3Ca que es insoluble; pero con un exceso de CO_2 el carbonato neutro de calcio habrá pasado a bicarbonato $(\text{CO}_3\text{H})_2\text{Ca}$, que es soluble.

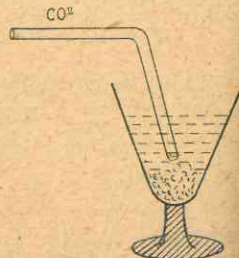


Fig. 276. — El CO_2 enturbia el agua de cal.

299. **Reconocimiento del anhídrido carbónico.** — a) Es un gas más denso que el aire. Densidad = 1,52; b) enrojece la tintura de tornasol (fig. 275); c) enturbia el agua de cal (fig. 276); d) es absorbido por la potasa (fig. 277).

Para comprobar este último carácter se toma un tubo de ensayo lleno de CO_2 , en el cual se debe introducir un poco de potasa (KOH). Al agitar el tubo se producirá un vacío; el tubo quedará adherido a la mano; invertido sobre la cuba de agua, se llenará completamente.

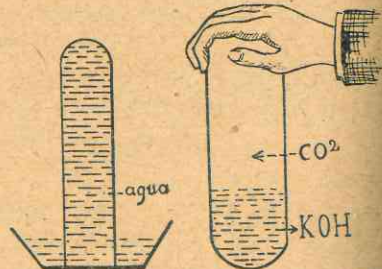


Fig. 277. — La potasa cáustica absorbe el CO_2 .

RESUMEN

<p>El carbono C = 12</p>	<p>El carbono, contenido en los carbones y en gran número de otras sustancias, es un cuerpo que puede arder en un exceso de oxígeno, de tal manera que 12 grs. de este cuerpo producen al arder 44 grs. de CO_2.</p>
<p>Estado natural del carbono</p>	<p>En estado libre: carbones naturales. En estado de combinación: compuestos orgánicos (capaces de dar carbones artificiales) y numerosos compuestos minerales.</p>
<p>I — CARBONES NATURALES</p>	
<p>Diamante C. puro</p>	<p>Carbono casi puro, cristalizado; muy refringente y muy duro. Empleado en joyería (tallado en rosa o en brillante). Sirve también para cortar vidrio. hacer ejes de relojes, etc.</p>
<p>Grafito 95 a 99 % C.</p>	<p>Carbón blando, opaco, untuoso al tacto. Empleado para fabricar lápices, crisoles refractarios, hacer conductores, moldes de galvanoplastia, lubricar los ejes de las máquinas.</p>
<p>Antracita 90 a 95 % C.</p>	<p>Carbón negro, brillante, compacto, de origen orgánico. Buen combustible, necesita buen tiraje.</p>
<p>Hulla 75 a 88 % C.</p>	<p>Masa negra, brillante, hojosa, de origen orgánico. Por destilación da gas de alumbrado, alquitranes, amoníaco, coke, carbón de retorta, etc. Dos clases de hullas: hulla grasa y hulla seca.</p>
<p>Lignita 60 a 75 % C.</p>	<p>Carbón muy impuro, combustible pobre. Es transformado en ladrillos, destilado e hidrogenado.</p>
<p>Turba 45 a 50 % C.</p>	<p>Carbón que resulta de la descomposición de los vegetales, debajo del agua. Es sometido con frecuencia a la destilación.</p>

II — CARBONES ARTIFICIALES

- Coke { Residuo de la destilación de la hulla; arde dando mucho calor. Es utilizado en los altos hornos, gasógenos, calefacción doméstica.
- Carbón de retorta { Costra negra y dura formada en las retortas de destilación de la hulla. Sirve para fabricar crisoles, conglomerados para electrodos.
- Carbón de madera { Preparación .. { a) Procedimiento por destilación.
b) Procedimiento por las pilas.
Propiedades .. { Combustible, mal o buen conductor según la temperatura de preparación.
Gran poder absorbente.
- Aplicaciones { Combustible, reductor, fabricar la pólvora.
Filtrar las aguas, desinfectante, etc.
- Negro de humo . { Obtenido por combustión de materias grasas o resinosas. Empleado en pintura, fabricar betún, tintas de China y de imprenta.
- Negro animal ... { Obtenido por la calcinación de los huesos en vaso cerrado. Sirve para descolorar los líquidos, jugos azucarados.

PROPIEDADES FISICAS DEL CARBONO

El carbono se presenta en varios estados alotrópicos: carbono macrocristalino, carbono microcristalino.

Todas las variedades son notables por su infusibilidad y su insolubilidad en los disolventes usuales.

PROPIEDADES QUIMICAS DEL CARBONO (C = 12)

- El carbono arde, dando { 1º anhídrido carbónico CO₂ si el O está en exceso y la temperatura de combustión no es demasiado elevada.
2º óxido de carbono CO, si el oxígeno está en cantidad insuficiente o la temperatura de combustión es muy elevada, pues el C en exceso reduce al CO₂ formado.

La afinidad del C para el O le permite reducir:

- El carbono es un reductor { 1º Los óxidos metálicos .. { Si la reducción se hace a una temperatura poco elevada se tiene gas carbónico y un metal:
2 Cu O + C → 2 Cu + CO₂↑
Si la reducción tiene lugar a una temperatura muy elevada, da óxido de carbono y un metal:
Zn O + C → Zn + CO↑
- 2º El agua ... { 2H₂O + C → CO₂↑ + 2H₂↑
Hacia los 1000°C.:
H₂O + C → CO↑ + H₂↑
- 3º El anhídrido carbónico .. { Con producción de óxido de carbono
CO₂ + C → 2CO↑

OXIDO DE CARBONO: CO

- Circunstancias de su producción { 1º Combustión del carbón en poca cantidad de O.
2º Reducción por el carbón; del CO₂, de ciertos óxidos del agua, etc.
3º Destilación de la madera, de la hulla (gas de alumbrado).

En los laboratorios ... { Descomposición por el calor del ácido oxálico en presencia del SO₄H₂ concentrado:
CO.OH
|
CO.OH + SO₄H₂ = SO₄H₂, H₂O + CO₂ + CO

Preparación

- En la industria { 1º La industria prepara los gases pobres que contienen CO.
a) Gas de aire: combustión incompleta del carbón
C + 2O → CO₂
luego el carbón reduce el CO₂:
CO₂ + C → 2CO
b) Gas de agua: acción del agua sobre el carbón al rojo:
2H₂O + C → CO₂ + 2H₂
hacia los 1000°C.: 2H₂O + C → CO₂ + 2H₂
c) Gas mixto: mezcla de los dos gases anteriores.
2º Los gases de los altos hornos contienen 25 % de CO.

- Propiedades físicas** {
 1º Gas incoloro, inodoro, insípido.
 2º Densidad = 0,97.
 3º Muy poco soluble en agua, difícilmente licuable
- Propiedades químicas** {
 1º Óxido neutro:
 a) sin acción sobre el tornasol.
 b) sin acción sobre el agua de cal.
 2º Arde con una llama azul dando CO₂.

$$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$$

 3º Reduce los óxidos metálicos: ↘

$$CuO + CO \rightarrow Cu + CO_2 \nearrow$$

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$
- Acción fisiológica** { El óxido de carbono es un veneno violento. Su absorción produce la asfixia. De ahí la necesidad de vigilar las estufas.
- Aplicaciones** {
 1º Reductor en los altos hornos.
 2º Empleado como combustible y como fuerza motriz en los motores (gas pobre).

ANHIDRIDO CARBONICO: CO₂.

- Estado natural** .. {
 En la atmósfera: $\frac{4}{10.000}$
 En combinación: formando los carbonatos.
 Se produce: {
 en la respiración.
 en las combustiones.
 en las fermentaciones.
 en las regiones volcánicas (gruta del perro, en Nápoles).
 en las aguas de ciertos manantiales.
- Preparación** {
 1º *Descomposición del carbonato de calcio* {
 1º Por la acción de un ácido (laboratorio).

$$CO_2Ca + 2ClH \rightarrow CO_2 \nearrow + H_2O + Cl_2Ca$$

 2º *Por calcinación:*

$$CO_2Ca \rightarrow CO_2 \nearrow + CaO$$

 2º *Combustión del carbón.*

- Propiedades físicas** {
 1º Gas incoloro, olor picante, sabor ligeramente ácido.
 2º Más denso que el aire D = 1,52.
 3º Soluble en el agua (aguas gaseosas, limonadas, champagne).
 4º Se licúa y se solidifica fácilmente (nieve carbónica).
- Propiedades químicas** {
 a) No es combustible.
 b) No mantiene la combustión ni la vida.
 c) Es reducido por el carbono: $CO_2 + C \rightarrow 2CO$.
 d) Tiene propiedades ácidas en solución, debidas al ácido carbónico. CO₃H₂ {
 1º Enrojece débilmente la tintura de tornasol.
 2º Se combina con las bases dando carbonatos:
 a) a la potasa cáustica KOH y a la soda cáustica NaOH que lo absorben.
 b) a la cal apagada Ca(OH)₂:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CO_3Ca + H_2O$$

 3º En presencia del agua, ataca ciertos metales dando carbonatos.
- Propiedades fisiológicas** { El CO₂ no mantiene la respiración. No es, sin embargo, un veneno.
- Aplicaciones** ... {
 1º Del CO₂ gaseoso: preparación del CO₃Na₂, del azúcar, de la cerusa, del bicarbonato de sodio CO₃HNa.
 2º Del CO₂ líquido: producción del frío, preparación fácil de las aguas gaseosas, etc.
 3º Del CO₂ sólido: refrigerante.

CARBONATOS

Los carbonatos son sales del ácido carbónico CO₃H₂.

- Algunos carbonatos importantes:** {
 carbonato neutro de sodio CO₃Na₂.
 carbonato neutro de potasio CO₃K₂.
 bicarbonato de sodio CO₃HNa.
 carbonato de calcio CO₃Ca.

- Reconocimiento** {
 Los carbonatos son descompuestos por la mayor parte de los ácidos, con efervescencia.

$$CO_3Na_2 + 2ClH \rightarrow 2ClNa + CO_2 \nearrow + H_2O$$

 ácido carbónico

SULFURO DE CARBONO S₂C

Preparación. — Se obtiene el sulfuro de carbono combinando el azufre con el carbón en los hornos, de preferencia en el horno eléctrico.



Propiedades químicas { **Puro:** es incoloro, volátil, olor agradable.
El ordinario: es amarillento, olor fétido.
Densidad: 1.26.
Al evaporarse produce frío.
Disolvente del azufre, iodo, resinas, grasas.

Propiedades físicas { Se disocia parcialmente por el calor.
Arde con llama azul $S_2C + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + CO_2$.
Sus vapores forman con el O una mezcla detonante; con el cloro a la temperatura del rojo da tetracloruro de carbono y cloruro de azufre:



Es un veneno violento.

Aplicaciones { disolver y vulcanizar el caucho.
separar el fósforo ordinario del fósforo rojo.
destruir la filoxera de la vid.

CAPITULO XI

SILICIO Y SUS COMPUESTOS

I — PARTE TEORICA



Sumario: 300. **Silicio, estado natural.** — 301. Preparación del silicio. — 302. Propiedades del silicio. — 303. **Aplicaciones del silicio.** — 304. Combinaciones del silicio con el O. — 305. Anhídrido silícico. Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 306. **Silicatos.** Preparación. Propiedades. — 307. Vidrio. — 308. Variedades de vidrios. — 309. Fabricación de vidrio: Calcinación. Fusión. Afinación. — 310. Trabajo del vidrio. — 311. Productos cerámicos: Porcelana. Loza.

Símbolo: Si	Densidad: 2,49
Molécula: { monoatómica, por convención. SILICIO	Peso atómico: 28,06
Valencia: Si ≡	Nº atómico: 14

300. Estado natural. — El silicio no existe libre en la naturaleza. Sólo existe combinado. Después del O es el elemento más abundante. Se lo encuentra en forma de sílice (cuarzo, arena, etc.) o de silicatos (arcillas, micas, feldespatos, etc.). Existe también en el tallo de algunas plantas, principalmente en el de las gramineas.

301. Preparación. — La preparación del silicio es muy difícil y no puede realizarse con éxito en el laboratorio. Varía según se trate de silicio *cristalizado, amorfo y grafitoide*.

1º *Silicio cristalizado.* — Se prepara haciendo pasar una corriente de vapor de tetracloruro de silicio sobre aluminio previamente fundido en una atmósfera de hidrógeno, el cloruro de aluminio volátil continúa su camino, y el silicio liberado por la reacción:



se disuelve en el aluminio fundido. A medida que este se enfría, se separa el silicio en largos cristales brillantes. El aluminio puede ser separado por tratamiento con HCl.

2º *Silicio amorfo.* -- Este puede prepararse:

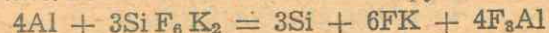
a) Calentando potasio o sodio en una atmósfera de cloruro de silicio o fluoruro de silicio:



b) Reduciendo por el calor la sílice con magnesio metálico:



3º *Silicio grafitoide.* — Se obtiene calentando una mezcla de fluosilicato de potasio con aluminio; éste obra como reductor y como disolvente. El ClH disuelve el aluminio, y el silicio queda libre.



302. **Propiedades:**

a) *Silicio cristalizado.* — El silicio cristalizado se presenta en agujas brillantes, formadas de octaedros; es un cuerpo muy duro, puede cortar el vidrio; su densidad es de 2,49; funde a 1200°C. No es atacado por ningún ácido.

b) *Silicio amorfo.* — El silicio amorfo es un polvo oscuro, mal conductor del calor y de la electricidad. Arde incompletamente en el aire produciendo anhídrido silícico (SiO₂). El flúor lo ataca a la temperatura ordinaria; el Br, y el I, se combinan con él en caliente.

c) *Silicio grafitoide.* — El silicio grafitoide se presenta en laminillas hexagonales, de un color parecido al grafito.

303. **Aplicaciones del silicio.** — En el estado de ferrasilicato (preparado en el horno eléctrico) el Si es muy empleado en metalurgia por su afinidad con el O.

Los *aceros al silicio* son muy empleados en la fabricación de los muelles; tienen mucha elasticidad y resistencia al chocar; se usan en los engranajes de automóvil. La industria lo utiliza como siliciuro de carbono o sea carborundo (SiC).

El *carborundo* (figura 278) se prepara calentando en el horno eléctrico, una mezcla de arena pura, 54 partes; de coque pulverizado, 34 partes;

a la que se agrega un poco de clorato de sodio, dos partes; y de serrín, 10 partes, para que sea poroso y más fusible:

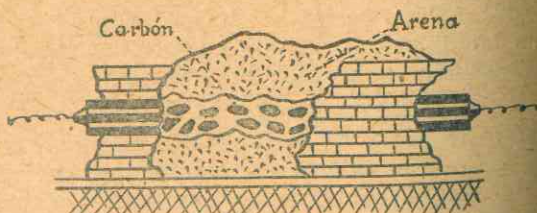
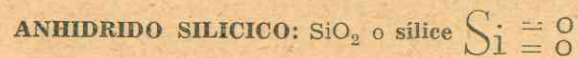
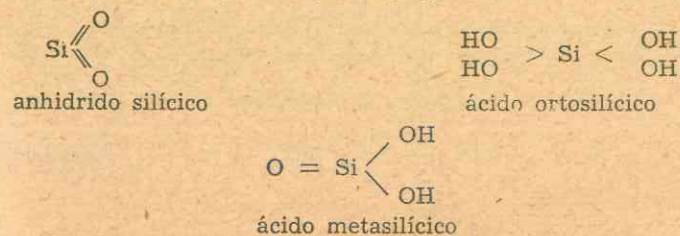


Fig. 278. - Fabricación del carborundo.

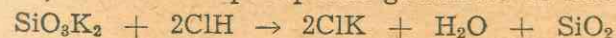
El SiC es muy duro, raya el rubí; puede emplearse en el pulimento de algunos diamantes. Se usa en la fabricación de ruedas y otros instrumentos de rasgar y pulir; en la construcción de cubas y recipientes para ácidos.

304. **Combinaciones del silicio con el O:**



305. **Estado natural.** — La sílice se presenta en varias formas cristalinas y también en estado amorfo; el cuarzo, el cristal de roca, la falsa amatista, el ágata, son todas variedades de sílice anhidra cristalizada; el ópalo es sílice hidratada, el pedernal, el asperón, la arena, la piedra molar, son variedades de sílice mezclada con alúmina y óxido de hierro. Se lo encuentra asimismo en la madera petrificada, en la tierra de infusorios, en los géysers, en las aguas corrientes en que está disuelta debido a la presencia del CO₂, en las gramíneas y en muchas rocas ígneas. Forma parte de los silicatos (feldespatos, micas, etc.).

Preparación. — La *sílice amorfa* (gelatinosa) se prepara tratando por el HCl una disolución concentrada de silicato de sodio o de potasio; se forma un precipitado gelatinoso de sílice:



Propiedades. — La sílice (cuarzo) cristaliza en el sistema exagonal (fig. 279). Sus caras presentan estrias características; es un cuerpo muy duro, raya el vidrio; su densidad es de 2,65. Cuando el cuarzo es *puro*, se presenta incoloro y constituye el llamado *cristal de roca*, *cristal hialino*. Algunas veces se presenta coloreado: *cuarzo ahumado* (color pardo o negro); *falsa amatista* (color violeta).

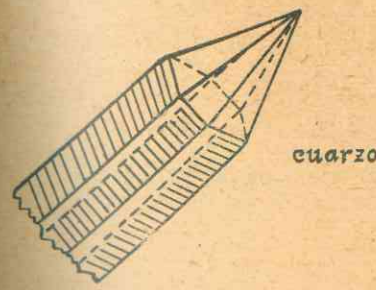


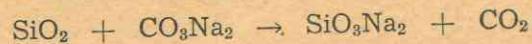
Fig. 279. - Cristal de cuarzo.

La sílice calentada a unos 1600°C. se vuelve pastosa, y a los

1800°C. se funde en un vidrio limpiado, con el cual se fabrican tubos, matraces, etc., por resistir altas temperaturas y tener muy pequeño coeficiente de dilación.

La sílice *gelatinosa* calentada al rojo se transforma en SiO₂ amorfo. Es por lo demás, ligeramente soluble en el agua.

La sílice desaloja varios ácidos de sus combinaciones; descompone los carbonatos a la temperatura del rojo:



El C la reduce en el horno eléctrico. (Ver fig. 278).



Los metales alcalinos, el Mg y el Al reducen la sílice. (Ver pág. 291). El FH es el único ácido que ataca a la sílice:



Aplicaciones. — El cuarzo se aplica a la fabricación de objetos de adorno, de algunas piezas de óptica; el ágata, por su dureza, sirve para la fabricación de morteros; el asperón se lo emplea bajo la forma de adoquines y muelas; las arenas, en las construcciones, en la cerámica, en la alfarería y en la fabricación del vidrio.

Ácidos silícicos

Los ácidos sílicos son ácidos muy débiles.

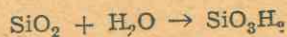
El principal es el *ortosilícico* que resulta teóricamente de la unión de una molécula de SiO₂ con dos de agua:



A este ácido corresponden los *ortosilicatos* que constituyen en gran proporción las rocas primitivas y las lavas de los volcanes.

Existen además otros ácidos:

El *metasilícico*.



Este ácido no existe libre pero sí los silicatos que derivan de él.

Los *polisilícicos* que resultan de la unión de varias moléculas de ácido ortosilícico con pérdida de agua.

SILICATOS.

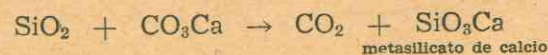
306. Son sales derivadas de los ácidos silícicos: metasilícico (SiO₃H₂); ácido silícico normal u ortosilícico (SiO₄H₄); y de los

ácidos polisilícicos, como por ejemplo: el Si₃O₈H₄, el cual puede considerarse como derivado del ácido normal u ortosilícico con eliminación de agua:



Abundan en la naturaleza, siendo los principales: los feldespatos, micas, serpentina, piroxenos, anfíboles y arcillas.

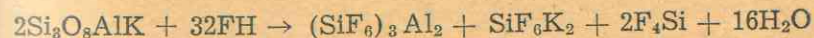
Preparación. — Los silicatos se obtienen sometiendo a la acción del calor los carbonatos correspondientes con la sílice y algo de carbón:



Propiedades. — Son sólidos, cristalinos o amorfos, insolubles en el agua, excepto los alcalinos; no son atacados por los ácidos, con excepción del ácido fluorhídrico que los ataca a todos. Cuando se funden con un exceso de carbonato alcalino, se vuelven solubles y atacables por los ácidos, operación llamada de disgregación:



La misma reacción se produce con el ácido fluorhídrico:



Los silicatos alcalinos forman con el de calcio silicatos dobles, fusibles y transparentes llamados vidrios.

Silicatos principales. — *Feldespato*: Silicato doble de Al y K (feldespato ortosa); silicato doble de Al y Na (feldespato Albita); silicato doble de Al y Ca (anortita).

Micas: Silicatos complejos de Al y otros metales.

Asbesto (amianto): Silicato complejo de Al, Ca, Fe y Mg.

Talco: Silicato hidratado de Mg. Variedad: esteatita o tiza de saestre.

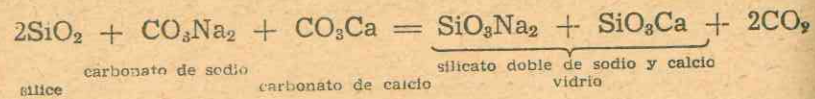
Caolín: Silicato de Al hidratado.

Arcilla: Silicato de Al con impurezas de Fe, Mn, Ca, etc.

VIDRIO

307. Llámense *vidrios*, ciertos cuerpos transparentes o traslúcidos, que presentan una fractura y un brillo especiales, llamados *vitreos*; son duros y sonoros, quebradizos y fusibles.

Son silicatos dobles de sodio o potasio y de calcio:



El *silicato alcalino* da al vidrio la transparencia y la fusibilidad; el *silicato de calcio* da la dureza y la insolubilidad.

Reemplazando el silicato de calcio por el silicato de plomo, se obtiene el *crystal*.

Clasificación. — Se dividen los vidrios en tres grupos principales:

- I — Vidrios a base de soda y calcio (silicato de sodio y calcio).
- II — Vidrios a base de potasa y calcio (silicato de potasio y calcio).
- III — Vidrios a base de plomo (silicato de potasio y plomo).

El cuadro siguiente indica las principales variedades de vidrios en cada uno de los tres grupos, con las materias primas utilizadas en su fabricación y sus principales aplicaciones.

308. Principales variedades de vidrios

Naturaleza de los silicatos empleados	Variedades de vidrio	Materias primas utilizadas para la fabricación	Aplicaciones
I Silicatos de sodio y de calcio	Vidrio ordinario.	Arena blanca, creta, CO_3Na_2 o SO_4Na_2 .	Vidrio plano.
	„ blanco.	Las mismas sustancias, pero más puras.	Vasos.
	„ de botellas.	Arena ferruginosa, creta, SO_4Na_2 .	Botellas.
II Silicatos de potasio y de calcio.	Vidrio de Bohemia.	Cuarzo pulverizado, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CO_3K_2 .	Vasos finos, objetos de laboratorio.
	Crown-glass.	La misma composición con más CO_3K_2 .	Aparatos ópticos.

Naturaleza de los silicatos empleados	Variedades de vidrio	Materias primas utilizadas para la fabricación	Aplicaciones
III Silicatos de potasio y de plomo.	Cristal.	Arena fina, minio, CO_3K_2 .	Cristalería de lujo.
	Flint-glass.	De la misma composición pero más rica en plomo.	Aparatos de óptica.
	Strass.	Mayor proporción de plomo.	Imitación del diamante.
	Esmalte.	Arena, minio, CO_3K_2 y óxido de estaño que da la opacidad.	Esmaltado de los objetos de alfarería y del hierro, mosaico.

309. Fabricación del vidrio. — En la preparación del vidrio ordinario se emplean previa pulverización:

- Arena (SiO_2), 10 partes.
- Creta (CO_3Ca), 4 partes.
- Carbonato de sodio (CO_3Na_2), 3 partes.

INDUSTRIA DEL VIDRIO

Estos materiales se introducen en hornos especiales (fig. 280), donde reaccionan unas sobre otras por efecto del calor, dando origen a los varios silicatos que constituyen el vidrio.

Calcinación: (1ª fase). Las sustancias calcinadas a temperatura elevada pierden parte de sus elementos volátiles y alcanzan poco a poco su punto de fusión.

Fusión (2ª fase). La fusión se verifica progresivamente por una especie de disolución de las materias refractarias (sílice) en el vidrio ya fundido, y en los álcalis que hacen las veces de fundentes.

Afinación: (3ª fase). Operación mediante la cual el vidrio calentado a una temperatura de 1300°C. a 1400°C. se vuelve líquido. Se desprenden las burbujas gaseosas y las impurezas se separan en forma de escorias (*hiel*), que sube a la superficie; durante esta tercera fase se proyecta en la masa fundida las materias descolorantes (jabón de vidrieros).

La coloración del vidrio se debe al hierro contenido en las impurezas de las materias primas. Se forma silicato ferroso (verde botella). Para quitar este color se oxida el hierro agregando a la masa fundida, bióxido de manganeso (MnO_2), llamado por ello "jabón de vidrieros". Esta acción descolorante se explica del modo siguiente: el bióxido de manganeso oxida al hierro dando silicato férrico, de color amarillento, al mismo tiempo una parte del manganeso se transforma en silicato mangánico de color violeta y otra parte da silicato manganoso incoloro. La superposición de los dos colores, violeta y amarillo, por ser ambos complementarios, dan el blanco, o sea, incoloro.

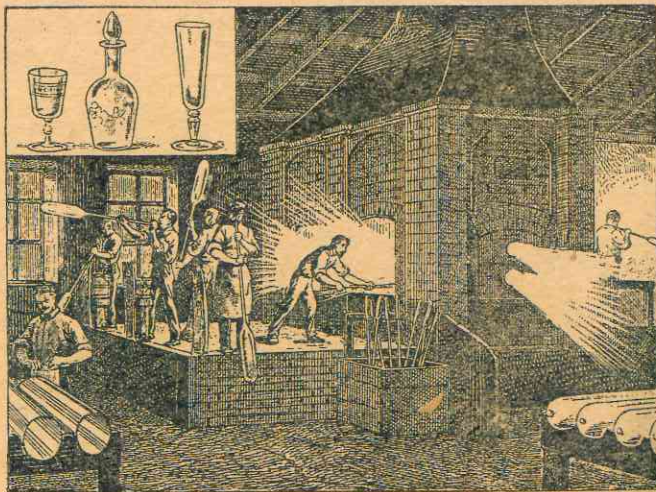


Fig. 280. - Distintas fases de la elaboración del vidrio por el soplado y moldeado a mano.

310. Trabajo del vidrio (fig. 281). — Acabada la afinación se deja bajar la temperatura a $700^{\circ}C.$ u $800^{\circ}C.$, en la cual el vidrio se presenta en forma de masa pastosa fácil de trabajar. Entonces el vidriero con su caña o puntel (caña de hierro) toma una porción de la materia y soplando con aire comprimido, obtiene las diferentes formas deseadas. Los objetos que han de tener forma y volumen exactos se soplan en moldes.

Para obtener cristales planos se corta según el eje el cilindro soplado, después de haber separado las dos extremidades esféricas; este cilindro se coloca en la mesa caliente de un horno, el vidrio entonces se ablanda y el obrero lo extiende por medio de una regla larga.

Los objetos fabricados se someten a la operación del **recocido**, calentándolos hasta el rojo oscuro y dejando que se enfrien lentamente en el mismo horno.

Las lunas (para escaparates, espejos grandes, delanteras de aimacenes, etc.) se obtienen dejando caer el vidrio líquido y transparente sobre una mesa de bronce calentado y en cuyos bordes están fijadas unas reglas metálicas que forman el molde. Un rodillo de hierro regulariza el espesor y hace tersa la superficie.

Vidrios especiales. — El vidrio armado, empleado en las construcciones y para pisos transparentes, es un vidrio en el interior del cual está empotrado un enrejado o alambre que disminuye su fragilidad.

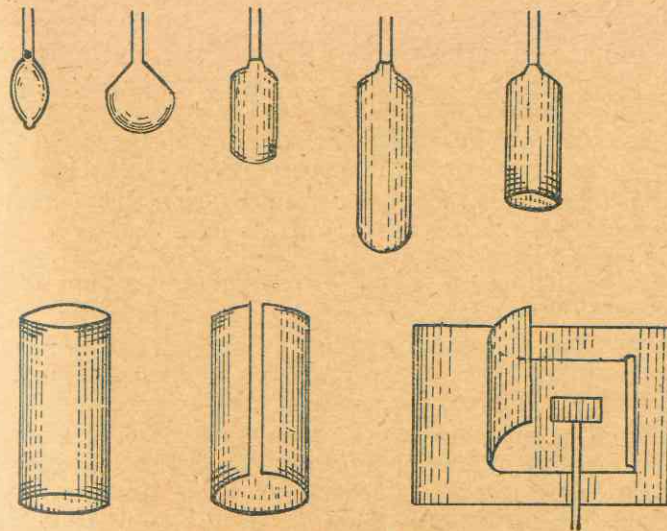


Fig. 281. - Trabajo del vidrio.

Vidrios de colores. — Se obtienen mezclando al vidrio materias colorantes apropiadas. Los compuestos del selenio dan color rojo; el óxido de cobalto, azul; el bióxido de manganeso, morado amatista; el hierro, verde; los compuestos de uranio, amarillo; el óxido cúprico, azul verdoso.

Los vidrios para relojes son pequeños casquetes cóncavos que se cortan de esferas grandes de poco espesor.

El vidrio templado, llamado **vidrio irrompible**, se obtiene poniendo en un baño de grasa o de aceite las piezas previamente calentadas a temperaturas convenientes.

Lágrimas batávicas (fig. 282). — Se obtiene dejando caer en agua fría unas gotas de vidrio fundido. Al romper su extremidad se pulverizan.

El vidrio deslustrado y el grabado del vidrio se obtienen generalmente proyectando un chorro fuerte de arena fina en la superficie de la pieza previamente cubierta de un patrón en caso de querer adornarla con dibujos. El vidrio Pyrex es un borosilicato que se lo emplea para la obtención de vasos y material de laboratorio, vasijas de cocina. Ofrece mucha resistencia a los choques mecánicos y a los cambios bruscos de temperatura.



Fig. 253.
Lágrima
batávida.

PRODUCTOS CERAMICOS.

311. Cerámica. — La cerámica es el arte de fabricar, con arcillas, objetos de varias clases y formas; por efecto de la cocción o de un principio de vitrificación, las piezas adquieren gran resistencia y pueden emplearse en los usos domésticos e industriales. Se agregan a la arcilla varias sustancias que disminuyen su plasticidad y la contracción que experimenta por la acción del fuego.

Los principales productos cerámicos son: las porcelanas, el gres cerámico, las lozas, la alfarería común.

Materias primas. — Son: la arcilla, el caolín, el feldespato y la arena silíceas.

Las arcillas. Las arcillas son sustancias terrosas formadas de silicato de aluminio ($2SiO_2, Al_2O_3, xH_2O$) y algunas materias extrañas: óxido de hierro, carbonato de calcio.

Las arcillas son plásticas, es decir, que mezcladas con el agua se dejan amasar fácilmente; son untuosas y blandas, quedan adheridas a la lengua o a los labios húmedos; se contraen mucho por desecación. Las principales arcillas son el caolín, la tierra de los bataneros, las arcillas figulinas, las margas, etc.

El caolín es arcilla pura, blanca, formada esencialmente de sílice y de alúmina que resulta de la descomposición lenta de los feldespatos; sirve para la fabricación de la porcelana.

La tierra de bataneros o arcilla esméctica es menos pura que el caolín; absorbe las grasas, por eso se la emplea para desengrasar los paños.

La arcilla figulina o tierra de los alfareros contiene muchas impurezas: cal, hierro, etc., y forma con el agua una masa plástica que endurece mucho por la cocción y sirve para la alfarería.

Las margas son arcillas mezcladas con carbonato de calcio; se las emplea en agricultura para el abono de la tierra.

Los feldespatos son silicatos dobles de aluminio y algún metal alcalino o alcalino térreo. El más importante en cerámica es el feldespato ortosa, que es un silicato de aluminio y potasio ($K_2Al_2Si_6O_{16}$), de color blanco o rosado, de brillo vítreo.

Porcelana. — El carácter esencial de una porcelana, cualquiera que sea su color o su decoración, es que la pasta, cocida a temperatura muy elevada, ha sufrido un principio de fusión y de vitrificación, que la hace impermeable y traslúcida.

Preparación de la pasta. — La porcelana se compone de caolín, de cuarzo y de feldespato. Las sustancias reducidas a polvo fino se mezclan, se amasan con agua y se revuelven hasta obtener una pasta homogénea. Esta se abandona después en los pudrideros, cubas de madera, en que se efectúa la putrefacción de las materias orgánicas.

Después se da la forma a las piezas por medio del torno del alfarero, o por moldeado comprimiendo la pasta con una esponja en moldes hechos de yeso o de barro cocido.

Cocción. — Terminadas estas operaciones, se someten los objetos de porcelana a una primera cocción (avivado), en la parte superior del horno (unos $900^{\circ}C$). Las piezas que salen del horno son porosas y quebradizas. Se sumergen durante algunos segundos en un baño que contiene una mezcla muy diluída de feldespato y de cuarzo (pegmatita); la porcelana absorbe el agua y queda en la superficie una capa delgada que al fundirse formará el barniz o esmalte de la porcelana (cubierta).

Así preparados los objetos se someten a una segunda cocción; para efectuar ésta se los introduce en cilindros de barro refractario (cacetos) que protegen la porcelana contra la acción del humo y de los polvos del horno.

Los hornos de porcelana (fig. 283) están divididos en tres pisos y calentados por hogares exteriores, o mediante el gas. En el piso superior se colocan las piezas para la disecación; en los inferiores se efectúa la cochura ($1800^{\circ}C$. a $1900^{\circ}C$).

Decoración. — La decoración de la porcelana se hace aplicando a la superficie los colores mezclados con materias vitrificables, fácilmente fusibles. Las materias colorantes son generalmente óxidos metálicos.

Las materias colorantes se cuecen en los mismos hornos de porcelana: óxido de cobalto para el azul; óxido de cromo para el verde; óxido de titanio para el amarillo. Todas las materias colorantes se mezclan con un fundente: cuarzo, feldespato, bórax, carbonato de potasio, minio, etc. Se deslíen en esencia de trementina y se aplican con un pincel; las piezas se calientan después hasta la fusión de la materia vitrificable.

Gres cerámica. — Los llamados gres cerámica son análogos a la porcelana semivitrificables, pero no traslúcidos por no ser puras las materias empleadas en su fabricación.

Se cuecen a muy altas temperaturas; se esmaltan echando en el horno un poco de sal marina húmeda; la sal se descompone al contacto de las paredes arcillosas de las piezas; se desprende HCl y se forma un silicato de sodio, que al combinarse con el silicato de aluminio produce un barniz fusible que cubre toda la superficie. Los gres cerámicos se emplean para fabricar crisoles, retortas, recipientes inatacables por los ácidos.

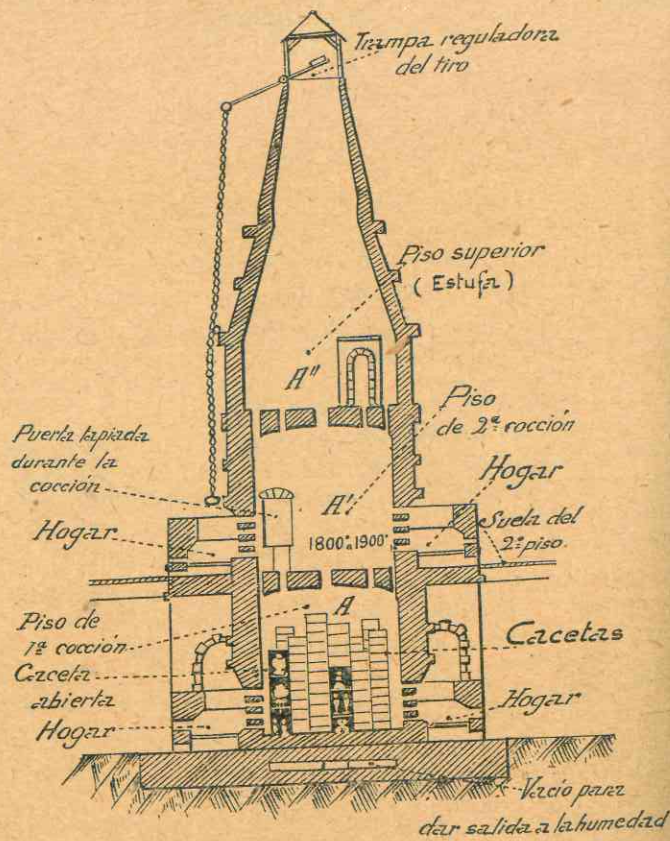


Fig. 283. - Horno de porcelana.

Loza. — La loza se fabrica con arcilla plástica y cuarzo pulverizado. Los objetos se someten a una primera cocción para darles dureza; se introducen luego rápidamente en un baño que contiene en disolución carbonato de potasio y en suspensión una mezcla pulverulenta de cuarzo y de óxido de plomo; luego sigue la segunda cocción. El barniz se funde y la superficie queda cubierta

de una capa de silicato doble de potasio y plomo. Este barniz conviene para las lozas finas cuya pasta es blanda; para las lozas corrientes y los azulejos, de pasta coloreada por el óxido de hierro de las arcillas, se emplea un esmalte que se hace opaco por medio del óxido de estaño.

Alfarería común. — Las vasijas comunes se hacen con arcillas ferruginosas mezcladas con arena y marga. El barniz es un silicato doble de aluminio y plomo, que no deja de ser peligroso para el uso doméstico, porque si los alimentos permanecen por algún tiempo en las vasijas, el vinagre y las grasas atacan a la sal de plomo del barniz y forman compuestos venenosos.

Barro cocido. — Los objetos toscos, ladrillos, tejas, tubos, hornillos, macetas, etc., se hacen con arcillas margosas mezcladas con arena. La pasta, después de modelada, se cuece a temperatura poco elevada. Las escorias metalúrgicas entran a veces en la composición de ciertos ladrillos.

Ladrillos refractarios. — Los ladrillos refractarios se fabrican con arcillas puras mezcladas con sílice pura y unos 2 a 3 % de polvo de ladrillo; son inalterables por la acción del fuego y se emplean en la construcción de los hornos.

EJERCICIO

SILICIO = Si, **SILICE** = SiO₂

Conociendo la fórmula del ácido silícico (SiO₃H₂). Indicar la fórmula de los componentes siguientes: Silicatos de K, Na, Pb, Al, Ca.

PREGUNTAS

El vidrio: Composición. Propiedades. Industria del vidrio.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 312. Preparación del silicio. — 313. Producción de la sílice gelatinosa. — 314. Preparación del ácido hidrofluosilícico. — 315. — Reconocimiento de la sílice. — 316. Producción del silicato de sodio. — 317. Reconocimiento de los silicatos. — 318. Trabajo del vidrio. — 319. Grabado del vidrio.

312. **Preparación del silicio.** — Mezclar íntimamente un gramo de magnesio en polvo y cuatro gramos de arena pura ó de cuarzo pulverizado. Calentar la mezcla al rojo durante unos minutos en un tubo resistente, empleando la llama del soplete; dejar enfriar; lavar con ClH para disolver el óxido de MgO , filtrar, y el polvo negruzco recogido será de silicio.

313. **Producción de la sílice gelatinosa.** — Echar en un vaso un poco de silicato de potasio o de sodio, y después dejar caer en el líquido unas gotas de ClH ; el precipitado que se forma es tan espeso que el agitador metido en él queda en su posición vertical; este precipitado secado y lavado constituye la sílice hidratada; disolver un poco en ácido fluorhídrico.

314. **Preparación del ácido hidrofluosilícico** (fig. 284). — Calentar, con baño de arena en un matraz una mezcla de 6 partes de SO_4H_2 , por una parte de F_2Ca y una parte de arena fina; el tubo de desprendimiento ha de ser ancho, y su orificio entrar en una capa de mercurio en el fondo de la probeta; introducir el orificio del tubo en el mercurio antes de echar el agua. A no poner mercurio, se terminará el tubo de desprendimiento por un embudo, cuya parte ancha solamente penetrará en el agua. Cuando se vaya acabando el desprendimiento gaseoso, se destapa el matraz y después se apaga el mechero; filtrar el líquido de la probeta; la sílice quedará en el filtro; el líquido que pasará será una disolución de ácido fluosilícico.

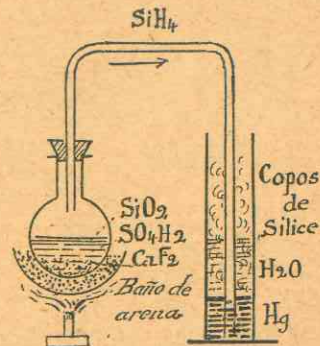


Fig. 284. — Preparación del ácido hidrofluosilícico.

315. **Reconocimiento de la sílice.** — Hacer una perla con sal de fósforo $\text{PO}_4\text{H Na NH}_4$; mojar con la disolución del silicato de sodio y calen-

tar en la llama de Bunsen; observar en el interior de la perla unas agujas de sílice; repetir usando SiO_2 finamente pulverizado en el del SiO_3Na_2 .

316. **Producción del silicato de sodio.** — Calentar en una cápsula una lejía de soda y sílice hidratada; agitar para facilitar la reacción.

317. **Reconocimiento de los silicatos:**

1º Los silicatos fundidos con carbonato de sodio y tratados luego por ClH , dan sílice gelatinosa de SiO_4H_4 o SiO_3H_2 .

2º Calentados con fluoruro de calcio y SO_4H_2 desprenden F_4Si que enturbia al agua formando con ella sílice gelatinosa.

3º Con la perla de sal de fósforo producen el esqueleto de la sílice.

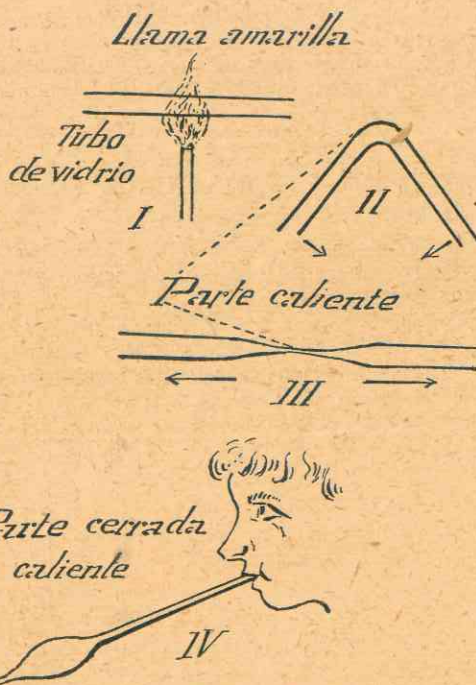


Fig. 285. - Trabajo del vidrio.

ne aplicación en el grabado del vidrio.

La pieza que se ha de grabar se cubre de un barniz para proteger las partes que no han de ser atacadas; luego se traza el dibujo con un punzón o estilete, descubriendo el vidrio en las partes que han de grabarse.

La pieza así preparada se somete a la acción del FH gaseoso o disuelto.

El grabado del vidrio puede ser opaco o transparente:

a) **Grabado opaco** (fig. 286). — Para grabar con FH gaseoso se coloca la placa preparada encima de una cuba de plomo, en la cual reac-

ciona la mezcla de fluoruro de calcio (F_2Ca) y ácido sulfúrico (SO_4H_2); los vapores de FH que se desprenden atacan al vidrio en las partes descubiertas. Al cabo de un cuarto de hora se quita el barniz del vidrio y el cristal aparecerá grabado.

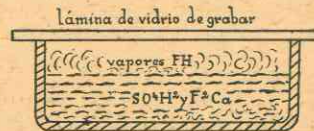


Fig. 286. - Grabado opaco.

b) **Grabado transparente.** — En un recipiente de plomo se prepara una mezcla caliente de F_2Ca y SO_4H_2 concentrada. Se vierte esta mezcla sobre el vidrio que se quiere grabar, colocado horizontalmente y recubierto de barniz dibujado con un estilete. Después de media hora, sacar el barniz y raspar el vidrio. En este caso el FH habrá atacado al vidrio, pero los fluosilicatos formados, pulverulentos, habrán sido disueltos por el SO_4H_2 y el vidrio aparecerá transparente.

318. **Trabajo del vidrio** (fig. 285). — El vidrio funde hacia los 1000°C ., después de haber pasado por varios estados de viscosidad (fusión pastosa). Esta propiedad permite trabajarlo fácilmente estirándolo o por el sopleo. **Observar** la coloración amarilla adquirida por la llama cuando funde el vidrio: el vidrio ordinario contiene una sal de sodio.

319. **Grabado del vidrio.** — La reacción del ácido fluorhídrico sobre la sílice y los silicatos tie-

RESUMEN

SILICIO Y SUS COMPUESTOS

I — SILICIO: Si = 28

Estado natural. — Existe combinado, formando la sílice y los silicatos.

Estados alotrópicos .

- 1º Silicio amorfo.
- 2º Silicio cristalizado.
- 3º Silicio grafitoide.

Preparación

- Silicio amorfo:**
fundiendo una mezcla de silicio amorfo y zinc.
- Silicio cristalizado:** $3\text{SiCl}_4 + 4\text{Al} = 3\text{Si} + 4\text{Cl}_3\text{Al}$
- Silicio grafitoide:**
calentando fluosilicato de potasio y aluminio.

Propiedades {

- Silicio amorfo** {
 - Polvo oscuro.
 - Mal conductor del calor y de la electricidad.
 - Arde en el aire dando anhídrido silícico SiO_2 .
 - El flúor lo ataca a la temperatura ordinaria.
- Silicio cristalizado** {
 - Se presenta en agujas formadas de octaedros.
 - Cuerpo duro.
 - Raya el vidrio.
 - Funde a 1200°C .
 - No es atacado por ningún ácido.
- Silicio grafitoide** {
 - Se presenta en laminillas exagonales.
 - Color parecido al grafito.

COMBINACIONES DEL SILICIO CON EL HIDROGENO Y OXIGENO

1º con el H. SiH_4
silicio metano

2º con el O. SiO_2 SiO_4H_4 SiO_5H_2
anhídrido silícico. ácido ortosilícico. ácido metasilícico.

II — SILICE: $\text{SiO}_2 = 60$

La sílice: composición y estado natural

- Anhidrido, resultando de la combinación del silicio y del oxígeno.
- Muy abundante en la naturaleza (cuarzo, ágata, sílex, arena).
- Existe en disolución en ciertas aguas calientes; se encuentra también en varias plantas (gramíneas).

Silicatos

- Silicatos naturales: feldespato, mica, arcilla, etc.
- Propiedades** ..
 - 1º Los silicatos alcalinos son solubles en el agua; muy fusibles, poco cristalizados y transparentes.
 - 2º Los demás silicatos son insolubles en el agua, difícilmente fusibles, cristalizables y generalmente opacos.

III — VIDRIOS

Naturaleza. — Silicatos artificiales que resultan de la mezcla, a alta temperatura, de un silicato alcalino con un silicato de calcio o de plomo.

Reacción. — $2\text{SiO}_2 + \text{CC}_3\text{Na}_2 + \text{CO}_3\text{Ca} = \underbrace{\text{SiO}_3\text{Na}_2 + \text{SiO}_3\text{Ca}}_{\text{vidrio}} + 2\text{CO}_2$

Propiedades {

- Físicas** {
 - 1º Sustancias transparentes, amorfas, duras, quebradizas; malos conductores del calor y de la electricidad.
 - 2º Funden hacia los 1000°C . (fusión pastosa).
 - 3º Resisten mayormente a las variaciones de temperatura cuando han sido templados.
 - 4º Se desvitrifican por el calor.
- Químicas** {
 - 1º Inalterables. No obstante a la larga son atacados por el vapor de agua, los álcalis y los ácidos.
 - 2º Son rápidamente atacados por el ácido fluorhídrico FH (grabado sobre vidrio).

Fabricación. — Generalmente, las materias primas son calentadas al gas pobre, en hornos a crisoles o a recipientes.

Trabajo del vidrio

- Por sopleo: cristalería.
- Por moldeado: recipientes de acumuladores.
- Por sopleo y moldeado: botellas.
- Por colado: cristales.
- Por alargamiento: tubos, vidrios planos.

PRODUCTOS CERAMICOS

Cerámica. — Es el arte de fabricar con arcillas objetos de varias clases y formas.

Productos cerámicos { Las porcelanas. El gres cerámico. Las lozas. La alfarería común.

Materias primas empleadas . { La arcilla. El caolín. El feldespato. La arena silícea.

Porcelana: la porcelana se compone de { Caolín. Cuarzo. Feldespato.

OPERACIONES PARA LA OBTENCION DE LA PORCELANA

Comprenden:

- a) El torneado o moldeado. b) Primera cocción (avivado) a 900°C., después de la cual las piezas quedan porosas y quebradizas (bizcocho de porcelana). c) Baño de las piezas en una mezcla diluida de feldespato y cuarzo (pegmatita). d) Segunda cocción a 1400°C. e) Decorado mediante sustancias fácilmente fusibles (óxidos metálicos).

Gres cerámico. — Análogos a las porcelanas, pero no traslúcidos. Se fabrican con arcilla grasa y silícea.

El esmaltado se efectúa con una mezcla de silicato de sodio y silicato de aluminio.

Loza. — La loza se fabrica con arcilla plástica mezclada con cuarzo pulverizado.

El barniz aplicado después de una primera cocción se compone de una disolución de carbonato de potasio y de una mezcla pulverulenta de óxido de plomo (minio o masicot) y cuarzo.

Alfarería común. — Las vasijas comunes se hacen con arcilla ferruginosa, mezclada con arena y margas.

El barniz es un silicato doble de aluminio y plomo.

Barro cocido. — Los ladrillos, tejas, etc., se hacen con arcilla margosa, mezclada con arena.

Ladrillos refractarios. — Se fabrican con arcilla pura, mezclada con sílice pura, y unos 2 a 3 % de polvo ladrillo.

CAPITULO XIV

MOLECULAS Y ATOMOS

I — PARTE TEORICA



Sumario: 320. Leyes de las combinaciones gaseosas. — 321. Leyes de Boyle-Mariotte y Gay Lussac. — 322. Hipótesis de Avogadro y Ampere: teoría molecular. Reseña histórica. — 323. Atomos y moléculas. — 324. Valencia y atomicidad de los elementos. — 325. Moléculas de elementos y compuestos. — 326. Peso molecular absoluto y relativo. Determinación del peso molecular relativo. — 327. Molécula gramo. Volumen molecular. Peso atómico. — 328. Equivalentes químicos. Los pesos de combinación. — 329. Ejercicios estequiométricos.

320. Leyes de las combinaciones gaseosas o volumétricas conocidas también bajo el nombre de Leyes de Gay Lussac.

1ª Ley. — Cuando dos gases se combinan existe siempre relación sencilla entre los volúmenes de las masas gaseosas que entran en la combinación.

Se comprueba el volumen de los componentes haciendo pasar una misma corriente en tres voltímetros (fig. 287): el primero contiene una disolución de ClH (fig. 288), mezclada con 10 veces su volumen de agua saturada de ClNa, para evitar que el cloro desprendido se disuelva en el líquido; el segundo contiene agua acidulada con SO4H2, para hacer conductora el agua, y el tercero una disolución de NH3, mezclada con 10 veces su volumen de agua saturada de ClNa.

La descomposición por la corriente eléctrica demuestra que el volumen de los gases está recíprocamente en la relación de 1/1 en el voltímetro A (ClH); 1/2 en el segundo B (H2O) y 1/3 en el tercero C (NH3). Estas relaciones son sencillas.



GAY LUSSAC, José Luis

Nació en Francia en el año 1770 y murió en 1850. Físico y químico notable que se particularizó en el estudio del estado gaseoso, cloro, cianógeno, ácido prúsico, alcoholes, análisis, barómetro, etc.

2ª Ley. — Hay relación sencilla entre el volumen del compuesto, considerado en el estado gaseoso y el volumen de cada componente. Se comprueba esta ley por el eudiómetro.

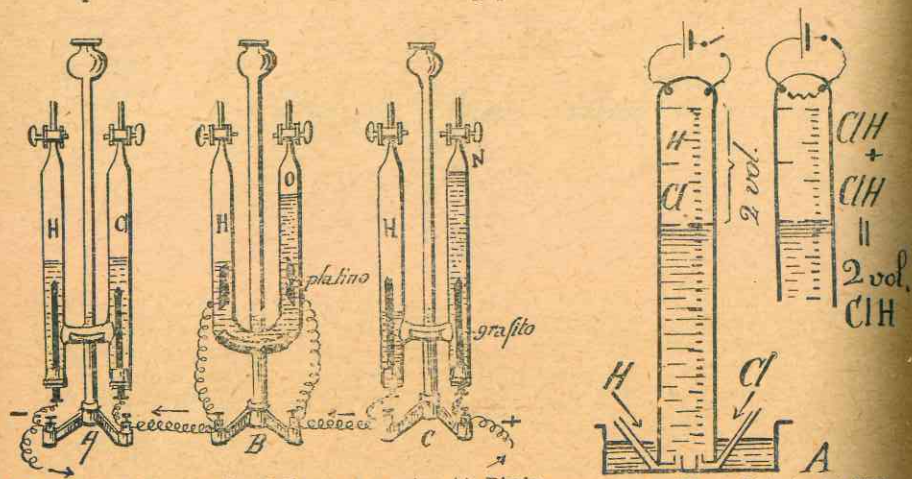


Fig. 287. - Voltámetro de Hoffmann en serie: A) Disolución de ClH; B) Agua acidulada, C) Disolución de NH₃.

Fig. 288. - Síntesis del ClH.

1er. caso. ClH (fig. 288):

Bajo la acción de la chispa eléctrica 1 vol. de H se une a 1 vol. de cloro dando 2 volúmenes de HCl.

Volumen final = 2 (ClH).

Volúmenes iniciales: $\begin{cases} H = 1 \\ Cl = 1 \end{cases}$

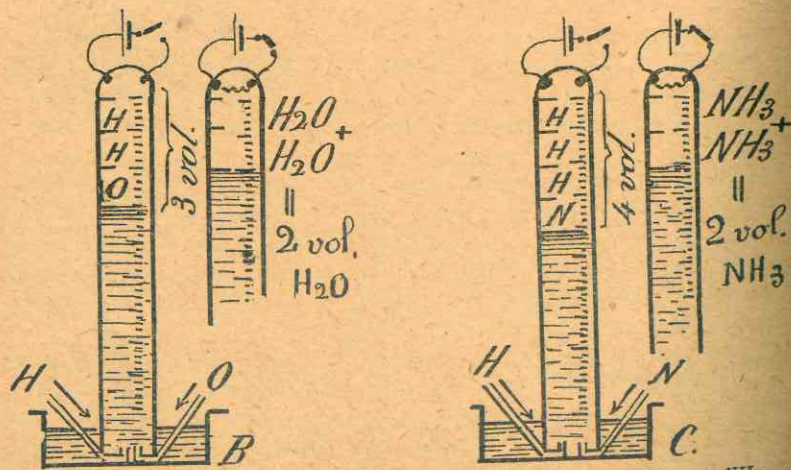


Fig. 289. - Síntesis del H₂O.

Fig. 290. - Síntesis del NH₃.

1 vol. H + 1 vol. Cl = 2 vol. ClH

2º caso. H₂O (fig. 289):

Bajo la acción de la chispa eléctrica 2 vol. de H se unen con 1 vol. de O, dando 2 volúmenes de H₂O.

Volumen final = 2 (vapor de agua)

Volúmenes iniciales: $\begin{cases} H = 2 \\ O = 1 \end{cases}$

2 vol. H + 1 vol. O = 2 vol. H₂O

3er. caso. NH₃ (fig. 290):

Bajo la acción de la chispa eléctrica 3 vol. de H se unen con 1 vol. de N, dando 2 volúmenes de NH₃.

Volumen final = 2 (NH₃)

Volúmenes iniciales $\begin{cases} H = 3 \\ N = 1 \end{cases}$

3 vol. H + 1 vol. N = 2 vol. NH₃

El volumen del compuesto gaseoso no es nunca superior a la suma de los volúmenes de los compuestos. Cuando los gases simples (elementos) se combinan en volúmenes iguales, el volumen del compuesto es igual a la suma de los volúmenes de los componentes.

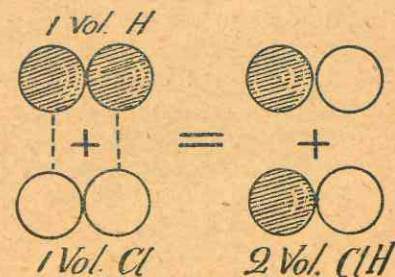


Fig. - 291.

Cuando los volúmenes de gases son desiguales hay *contracción*, y el volumen del compuesto es inferior a la suma de los volúmenes de los componentes.

La *contracción* corresponde a la fórmula $C = \frac{S - V}{S}$ en la cual C = *contracción*; S = suma de los volúmenes y V = volumen resultante.

En el caso del ClH tendremos $C = \frac{2 - 2}{2} = 0$, *contracción nula* (fig. 291).

En el caso del H₂O, tendremos $C = \frac{3 - 2}{3} = \frac{1}{3}$ (fig. 292).

En el caso del NH_3 , tendremos $C = \frac{4 - 2}{4} = \frac{1}{2}$ (fig. 293)

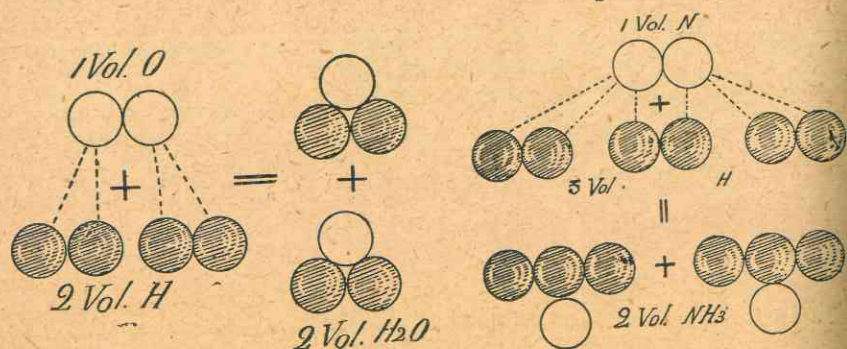


Fig. 292.

Fig. 293.

321. Leyes de Boyle Mariotte y de Gay Lussac. — Se refieren a la acción de la presión y de la temperatura sobre los gases y vapores.

El volumen de los gases varía según la presión y la temperatura a que se hallan sometidos. Si sobre el gas contenido en un cilindro ejercemos una presión por medio de un émbolo, éste bajará más o menos según sea la presión ejercida.

Por el contrario, si calentamos el gas éste se dilata y la presión de dicho gas sobre las paredes del recipiente aumenta.

La ley de Boyle Mariotte (fig. 294) dice que si se mantiene constante la temperatura, los volúmenes de una misma masa gaseosa están en razón inversa de la presión que soportan.

Sean V y V' ; P y P' los volúmenes y presiones respectivos de una misma masa de gas.

$$\text{Tendremos: } \frac{P}{V'} = \frac{P'}{V}$$

La presión P por el volumen V es igual a una constante:

$$P \times V = \text{Cte.}$$

Según esta ley si duplicamos la presión, el volumen se reducirá a la mitad.

Ley de Gay Lussac. — Manteniendo constante la presión, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a la temperatura.

Gay Lussac dedujo de sus experimentos (1802) que todos los gases tienen el mismo coeficiente de dilatación:

$$\alpha = \frac{1}{273} = 0,00367 \text{ suponiendo constante la presión.}$$

El coeficiente de dilatación es el aumento experimentado por la unidad de volumen de un gas cualquiera al elevar su temperatura de un grado (fig. 295).

Esto significa que cada centímetro cúbico de cualquier gas a 0°C . se dilata de $0,00367 \text{ cm}^3$ para cada aumento de 1°C . de temperatura y viceversa.

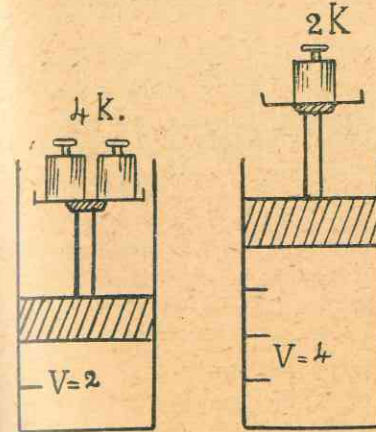


Fig. 294. - Comprobación de la Ley de Boyle Mariotte.

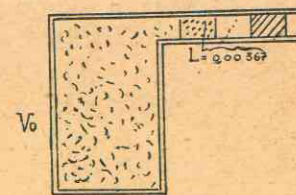


Fig. 295. - Dilatación de los gases.

La ley de Gay Lussac se expresa por la fórmula siguiente:

$$V_t = V_0 (1 + \alpha t)$$

es decir, que el volumen V_t de una masa de gas a t° es igual al volumen de la misma masa a 0°C . por el binomio de dilatación.

322. Regla de Avogrado y Ampère. Teoría molecular. — A la misma presión P y temperatura T , volúmenes iguales V de distintos gases contienen el mismo número de moléculas pero no de átomos (fig. 296).

Esta regla no se puede demostrar directamente, pero es una consecuencia teórica de las leyes experimentales de la compresibilidad de los gases.

En efecto; si sobre dos masas gaseosas, sometidas a la misma temperatura, ejercemos la misma presión podemos notar que los dos gases se comprimen igualmente, de lo que podemos deducir que han de tener el mismo número de moléculas.



AMPERE, Andrés María
Nació en Francia en el año 1775 y murió a los 61 años de edad. Matemático y físico notable, contribuyó con su estudio a profundizar el conocimiento del cálculo; filosofía de la ciencia, acción mutua de las corrientes eléctricas, refracción, etc.

Esta hipótesis es también consecuencia de las leyes de dilatabilidad, de la capacidad calorífica y de las combinaciones en relación simple de los gases.

Sabemos por la experiencia que los gases se dilatan de la misma manera (Ley de Gay Lussac); que los gases simples a volumen igual tienen iguales capacidades caloríficas y que los gases se combinan en relación simple.

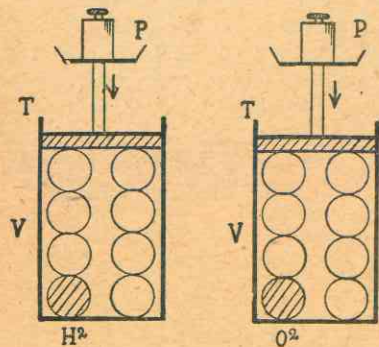


Fig. 296. - Comprobación de la hipótesis de Avogadro.

Reseña histórica sobre la hipótesis molecular (Ver: "Historia de la Química" § VI, pág. 4).

323. Atomo. — Según la teoría atómica propuesta por Dalton, toda cantidad ponderable de un elemento está formada de partículas pequeñísimas de materia, indivisibles por medios químicos, y llamadas átomos.

Los átomos no existen libres sino raras veces en la naturaleza. Son tan pequeños que según Gaudin, para saber cuántos hay en la cabeza de un alfiler se emplearían 240 millones de años contando 1000 por segundo.

Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, y diferentes de los átomos de los demás elementos.

Cada átomo tiene su peso fijo y distinto para cada elemento; el átomo forma una masa completa en sí, esencialmente distinta de todos los demás, y con caracteres específicos propios.

Siendo el átomo indivisible, en toda combinación entra un número entero de átomos de los diferentes elementos; esto nos explica porqué en una combinación hay siempre un peso determinado de cada elemento, y en el caso de sustitución, un peso determinado y constante de un elemento desaloja un peso determinado y constante de otro.

En la descomposición del agua por el sodio, un átomo de H y uno de O se desprenden de una molécula de agua para formar con un átomo de sodio una molécula de soda cáustica.

Del mismo modo, pueden explicarse todas las reacciones químicas, siendo todas las moléculas de los cuerpos formadas de átomos.

El átomo es, pues, la mínima parte de materia que puede entrar en la composición de una molécula o desprenderse de ella para entrar en una combinación.

Según el principio de la conservación de la materia, todos los átomos de los componentes han de encontrarse en el compuesto.

Cuando los elementos reaccionan uno con otro, el fenómeno se verifica entre un número pequeño y determinado de átomos. Cuando un elemento da más de un compuesto con otro, los pesos combinados son múltiplos enteros, nunca fraccionados, del número que expresa el peso determinado correspondiente al elemento.

Teoría atómica: Concepto moderno de la estructura del átomo (Véase Cap. XXIII).

Molécula. — La molécula es la porción más pequeña de materia que existe libre.

Un cuerpo simple o compuesto no es sino una yuxtaposición de un sinnúmero de moléculas (fig. 297). Del mismo modo que una bolsita de bolitas está formada por un número relativamente pequeño de bolitas, así un litro de agua es la reunión de miles de millones de moléculas de agua todas semejantes entre sí y poseyendo cada una todas las propiedades del agua.



Fig. 297. — La molécula de agua es el límite de la divisibilidad de un litro de agua del mismo modo que la bolsita es el límite de divisibilidad de una bolsita de bolitas.

Se puede dividir cada molécula de agua en partes más pequeñas llamadas átomos, pero entonces no se tiene más agua; del mismo modo que no se tiene bolitas con fragmentos de ellas.

Las moléculas se componen de átomos. — La corriente eléctrica descompone el agua en O y H. Del mismo modo el sodio descompone el H₂O apoderándose de su O y de la mitad de su H, poniendo la otra mitad de H en libertad.

Estos hechos se explican fácilmente admitiendo que cada molécula de agua está formada por tres partículas más pequeñas llamadas átomos: dos átomos de H y un átomo de O.

Estos átomos no pueden existir libres, sino que se combinan entre sí o con otros átomos para formar moléculas. Así, por ejemplo, en el fenómeno de electrólisis, los átomos de O que se desprenden del polo positivo, se unen de dos en dos para formar moléculas de oxígeno.

324. Valencia. — Un átomo tiende siempre a saturarse, es decir, a unirse con otro átomo igual o distinto, o con un grupo de átomos para formar una molécula completa. Esta propiedad pertenece también a ciertos grupos de átomos que forman una molécula incompleta, que llamamos radicales.

La tendencia o capacidad de saturación de los átomos y de los radicales se llama *valencia*, cuantivalencia o dinamicidad.

Un átomo de H nunca se combina con más de un átomo de otro elemento; se considera, pues, el átomo de H como monova-

lente, y se lo toma como unidad de referencia. La valencia de un elemento o de un radical se determina investigando con cuántos átomos de H se combina dicho elemento. El número de éstos señala la valencia.

Si el elemento en cuestión no da combinación con el H se analizan sus combinaciones con otros elementos de valencia conocida: cloro, bromo, iodo, oxígeno, etc. El cloro es monovalente, el oxígeno es bivalente, el nitrógeno es trivalente, el carbono tetravalente.

Atomicidad. — No es lo mismo *valencia* que *atomicidad*. La *atomicidad* indica el número de átomos contenidos en la molécula. El zinc es bivalente, su molécula es monoatómica. Las moléculas de la mayor parte de los cuerpos simples están formadas de dos átomos; estos cuerpos son diatómicos. Es el caso de los cuerpos simples usuales: oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, cloro.

Algunos otros cuerpos son tetratómicos, tales como el fósforo: su molécula está formada de cuatro átomos. En fin, ciertos cuerpos como el sodio, el zinc, el mercurio, los gases raros del aire (Argón, Kriptón, Neón, Helio, Xenón) son monoatómicos. Para estos cuerpos solamente, las palabras átomo y molécula designan la misma cosa.

325. Moléculas de elementos. — Un mismo elemento, a veces, puede formar varios cuerpos simples (fig. 298). Así, por

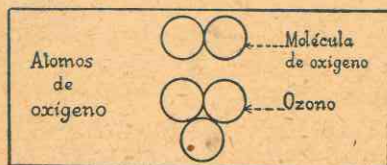


Fig. 298. - Moléculas de sustancias simples.

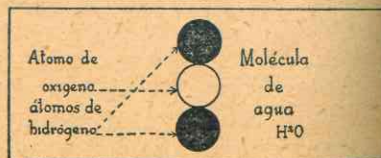


Fig. 299. - Molécula de sustancia compuesta.

ejemplo, los átomos de O reunidos de dos en dos forman las moléculas de un primer cuerpo simple: *el oxígeno propiamente dicho* (O₂).

Reunidos de tres en tres, forman *moléculas de ozono* (O₃).

Moléculas de cuerpos compuestos. — La molécula de un cuerpo compuesto (fig. 299) está formada de átomos diferentes, cuyo número y naturaleza varían de un compuesto a otro. Por ejemplo, la molécula de agua (H₂O) está formada de tres átomos: dos de hidrógeno y una de oxígeno. La de clorato de potasio (ClO₃K) contiene cinco átomos: uno de cloro, tres de oxígeno y uno de potasio.

Ciertas moléculas son muy complejas: la del azúcar contiene

45 átomos (C₁₂H₂₂O₁₁ sacarosa o azúcar de caña), y la de la albúmina de la clara de huevo, varios miles.

326. Peso molecular absoluto. — El peso molecular absoluto representa el verdadero peso de la molécula. Por ser las moléculas muy pequeñas, la cifra que corresponde a su peso representa un valor insignificante: la molécula de H pesa, de esta manera $(3,3236 \pm 0,0034) \times 10^{-24}$.

327. Peso molecular relativo. — El valor del peso molecular absoluto es una magnitud tan pequeña que no se tiene en cuenta, razón por la cual se emplean los pesos moleculares relativos, que indican relación de peso, tomando el del hidrógeno como igual a dos gramos.

Determinación del peso molecular relativo. — No podemos pesar la molécula de un gas, pero sí un litro de dicho gas. Según la hipótesis de Avogadro, 1 litro de H tendrá el mismo número de moléculas que 1 litro de O en las mismas condiciones de temperatura y de presión: luego habrá una misma relación entre el peso de cada litro y el peso de cada molécula. Supongamos tener un litro de un gas a 0°C. y bajo la presión de 760 mm.

Sea P = al peso de 1 litro de gas.

n = al número de moléculas contenidas en el litro.

p = al peso de una molécula.

Tendremos: $P = np$. (A)

Supongamos tener 1 litro de otro gas en las mismas condiciones:

Sea P' = al peso de 1 litro de gas.

n = al número de moléculas.

p' = al peso de una molécula.

tendremos: $P' = np'$ (B)

Dividiendo miembro a miembro (A) (B)

$$\frac{P}{P'} = \frac{p}{p'} \quad (1)$$

Sea a el peso de un litro de aire.

D, D' las densidades respectivas de los 2 gases.

Dividiendo P y P' por el peso de un litro de aire se obtiene:

$$\frac{\frac{P}{\text{peso de 1 litro de aire}}}{\frac{P'}{\text{peso de 1 litro de aire}}} = \frac{D}{D'} \quad (2)$$

De esta manera podemos escribir (1) (2)

$$\frac{P}{P'} = \frac{D}{D'} = \frac{p}{p'} \text{ o } \frac{D}{D'} = \frac{p}{p'}$$

Tomando el H como unidad, siendo su densidad de 0.069:

$$\begin{aligned} P' &= 2 & \frac{D}{0.069} &= \frac{p}{2} & (1) & (2) \\ D' &= 0.069 & & & & \end{aligned}$$

$$p = \frac{2}{0.069} \times D = 28.8 \times D$$

Regla. — El peso molecular (Pm) de un cuerpo es igual a su densidad de vapor multiplicada por el número constante 28.8

$$Pm = 28.8 \times D.$$

Ejemplo: la densidad del oxígeno es de 1,105 con respecto al aire ¿cuál es su peso molecular?

$$Pm = 28.8 \times 1,105 = 31,824$$

327. Peso molecular gramo (Pmgr) o simplemente mol. — El peso molecular gramo, o sea el peso de la molécula expresado en gramos, es la relación entre el peso molecular del cuerpo y el peso de la molécula de otro cuerpo tomado como punto de comparación (el de H cuyo peso molecular es 2).

Ejemplo: el peso molecular del H = 2
su peso molecular gramo = 2 gramos.

Volumen molecular gramo (Vmgr). — El volumen molecular gramo es el volumen que ocupa en estado gaseoso el peso molecular gramo.

Es igual a 22,4 litros en las condiciones normales, o sea a 0°C y 760 mm. de presión de Hg.

$$\begin{aligned} H_2 \text{ Vmgr} &= 22,4 \text{ litros} & O_2 \text{ Vmgr} &= 22,4 \text{ litros} \\ \text{Pmgr} &= 2 \text{ gr.} & \text{Pmgr} &= 32 \text{ gr.} \\ CO_2 \text{ Vmgr} &= 22,4 \text{ litros} & ClH \text{ Vmgr} &= 22,4 \text{ litros} \\ \text{Pmgr} &= 44 \text{ gr.} & \text{Pmgr} &= 36,5 \text{ gr.} \end{aligned}$$

Determinación. — Consideremos el caso del volumen molecular gramo del H cuyo peso molecular gramo es igual a 2 gr.

1 litro de H. pesa 0,089 gr.
si a 0.089 gr. corresponde 1 litro
a 2 „ „ corresponderán x

$$\text{Vmgr: } x = \frac{1 \times 2}{0.089} = 22,4 \text{ litros}$$

Fórmula general:

$$\text{Vmgr} = \frac{\text{Peso molecular gramo}}{\text{Peso de 1 litro de gas}} = 22,4 \text{ litros}$$

$$\text{Pmgr} = 22,4 \text{ litros} \times \text{peso de 1 litro de gas.}$$

Número de Avogadro. — Se llama número de Avogadro (N) el número de moléculas contenidas en una molécula gramo de los gases.

Este número se deduce de la ecuación fundamental de la teoría cinética de los gases, cuya fórmula es:

$$PV = \frac{1}{3} m n v^2$$

en la que P representa el valor de la presión; V el volumen del gas; m el peso molecular, y v la velocidad media de las moléculas; n es la constante universal llamada **constante de Avogadro**; el valor adoptado, deducido de una serie de experimentos (Millikan, 1917), ha sido 6.06×10^{23} ; luego el número de moléculas existentes en cada volumen molecular gramo de los gases (22.4 litros) es de 606000 trillones.

Peso atómico. — El peso atómico es el peso del átomo, el cual varía de un elemento a otro.

El peso atómico puede ser absoluto o relativo.

Peso atómico absoluto. — Es la fracción de gramo que pesa el átomo de cada elemento. Siendo el átomo una partícula muy pequeña, su peso absoluto tiene que ser por lo mismo insignificante.

Ejemplo: el átomo de H pesa $(1,6618 \pm 0,0017) \times 10^{-24}$.

Peso atómico relativo. — Es el peso del átomo comparado con el peso de otro átomo que se ha tomado como unidad; actualmente es el oxígeno, cuyo valor es igual a 16. El peso atómico del H es 1. Decir que el peso del carbono es 12 significa que el átomo de este elemento pesa 12 veces más que el átomo de H.

328. Equivalentes o pesos normales de combinación. — Se entiende por equivalentes los pesos de los cuerpos, referidos a una unidad de comparación que suele ser el hidrógeno o el oxígeno y que pueden sustituirse en una reacción química.

Un gramo de H, por ejemplo, se combina con 8 gr. de O para formar agua; con 16 de S para dar ácido sulfhídrico; con 35.5 de Cl, para formar HCl.

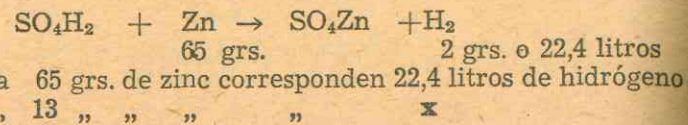
$$\begin{aligned} H_2O &= 2 + 16 \text{ o } 1 + 8 \\ H_2S &= 2 + 32 \text{ o } 1 + 16 \\ HCl &= 1 + 35.5 \text{ o } 1 + 35.5 \end{aligned}$$

Los números 8, 16, 35,5 son los *equivalentes* del oxígeno, del azufre, del cloro con relación a 1 de hidrógeno.

$$x = \frac{200 \times 56}{22,4} = 500 \text{ grs.}$$

4. ¿Qué cantidad en peso y en volumen de hidrógeno permite obtener un exceso de ácido sulfúrico sobre 13 grs. de zinc?

Solución:



$$x = \frac{2 \times 13}{65} = 0,4 \text{ grs. de hidrógeno}$$

a 65 grs. de zinc corresponden 22,4 litros de hidrógeno
 „ 13 „ „ „ „ „ x

$$x = \frac{22,4 \times 13}{65} = 4,46 \text{ litros}$$

5. ¿Qué cantidad de calcáreo puro (CO₂Ca) es necesaria descomponer por el calor, para la obtención de una tonelada de cal viva (CaO).

Calentando fuertemente, el carbonato de calcio se descompone según la siguiente ecuación:

Solución:

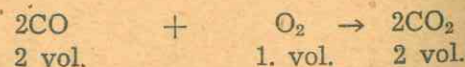


Para obtener 56 ks. de CaO se necesitan 100 ks. de CO₂Ca.
 Para obtener 1000 ks. de CaO se necesitarán x

$$x = \frac{100 \times 1000}{56} = 1785,71 \text{ ks. de calcáreo}$$

6. ¿Cómo se hace para calcular el volumen de oxígeno necesario para la combustión de 10 litros de óxido de carbono, y el volumen de gas carbónico resultante de la reacción?

Solución:



2 litros de óxido de carbono para quemarse necesitan 1 litro de oxígeno.

10 litros de óxido de carbono para quemarse necesitan X

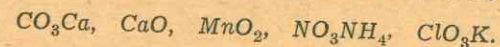
$$x = \frac{1 \times 10}{2} = 5 \text{ litros de oxígeno.}$$

El volumen de gas carbónico producido es igual al volumen de óxido de carbono quemado = 10 litros de gas carbónico.

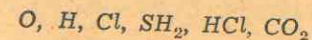
EJERCICIOS

APLICACIONES DE LAS LEYES

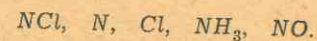
1. Encontrar la masa molecular de los cuerpos siguientes:



2. Calcular la masa del litro y la densidad de cada uno de los cuerpos siguientes:



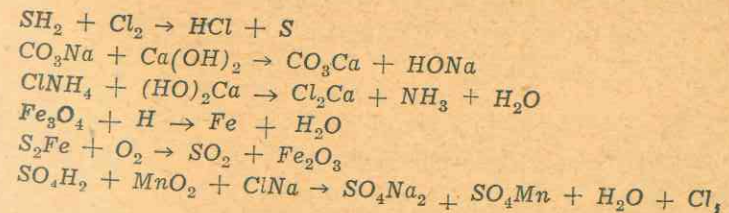
3. Decir si los cuerpos siguientes son más pesados o más livianos que el agua:



4. Calcular la masa molecular de los gases siguientes (se supone la masa del litro en las condiciones normales):

Gas	Densidad	Gas	Densidad
CO ₂	1 gr. 97	CO	1 gr. 25
NH ₃	0 gr. 76		

5. La densidad de un gas con respecto al aire es 1,52. Calcular su masa molecular. Hallar su fórmula sabiendo que está en la forma COⁿ, siendo un número entero. Completar las ecuaciones siguientes: por coeficientes adecuados para que estén en conformidad con la ley de Lavoisier:



II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 330. Determinación de la densidad del oxígeno. — 331. Aumento de peso en la combustión de una vela en el aire. — 332. Determinación del equivalente del zinc. — 333. Determinar el volumen del hidrógeno contenido en un volumen determinado de gas (CIH). — 334. Acidimetría. — 335. Alcalimetría.

330. Determinación de la densidad del oxígeno. (Fig. 300). — Sabemos que la densidad de un gas es la relación entre el peso y su volumen.

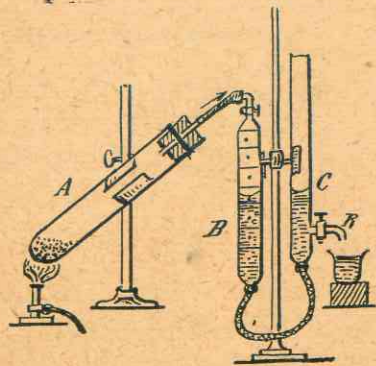


Fig. 300. - Determinación de la densidad del oxígeno.

niveles en el mismo plano horizontal.

Bastará entonces leer las divisiones de la bureta (B) para conocer el volumen V del oxígeno.

b) Determinación del peso. — Pesar el residuo que ha quedado en el tubo (A). La disminución de peso dará el peso del oxígeno desprendido.

$$\text{De donde: } D = \frac{P}{V}$$

Ejemplo:	Clorato de potasio empleado	2	grs.
	Volumen de oxígeno obtenido	580	cm ³ .
	Peso del residuo	1,216	
	Peso del oxígeno 2 — 1,216 =	0,784	

$$\text{Densidad} = \frac{P}{V} = \frac{0.784}{580} = 0.00135$$

331. Aumento de peso en la combustión de una vela al aire. (Fig. 301). — En uno de los platillos de una balanza colocar una bujía y encima de ella colgar del mismo gancho que el platillo un tubo lleno de trozos de sosa cáustica, sustancia ésta que tiene la propiedad de absorber agua y anhídrido carbónico. Encendida la vela, los productos de la combustión: CO₂ y H₂O son absorbidos por la sosa cáustica. Al cabo de cierto tiempo observar cómo baja el platillo a medida que se consume la vela.

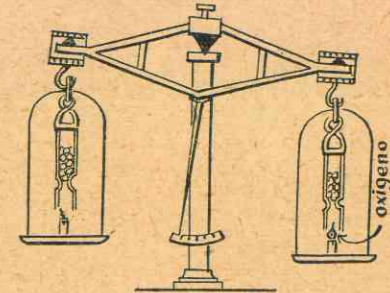


Fig. 301. - Aumento de peso en la combustión de una vela en el aire.

332. Determinación del equivalente del zinc. (Fig. 302). — Pesar con exactitud un trocito de zinc (unos decigramos); introducirlo en un frasquito provisto de un tubo de embudo y de un tubo de desprendimiento y llenar todo el aparato completamente de agua; llenar el embudo con ácido clorhídrico y dejarlo caer poco a poco en el aparato, aflojando la pinza y cuidando que no pasen las burbujas del aire. Cuando todo el zinc esté disuelto y no haya producción de H, leer el volumen del gas en el tubo graduado; determinar el volumen en las condiciones normales de temperatura y presión y luego el peso de la masa gaseosa (un litro de H seco en las condiciones normales pesa 0,0896 grs.). Dividir el peso del zinc empleado por el peso del H, el cociente será el equivalente del zinc.

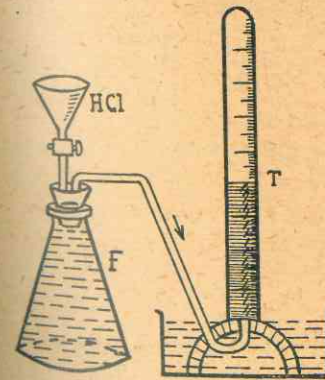


Fig. 302.

333. Determinación del volumen del hidrógeno contenido en un volumen determinado de gas CIH. — Llenar de gas CIH seco un tubo de unos 50 cms. de largo y 15 mm. de diámetro; echar en el tubo unos 50 cm³. de amalgama de sodio, tapar inmediatamente el tubo con el pulgar ligeramente humedecido, mantener herméticamente cerrado

y mover el tubo para asegurar el contacto del gas con la amalgama. Finalmente invertir el tubo en la cuba de agua y destapar; el agua subirá entonces en el tubo. Determinar el volumen exacto y la naturaleza del gas restante; comparar con el volumen primitivo.

334. Acidimetría. (Fig. 303). — Esta operación consiste en averiguar la cantidad de ácido contenido en una solución por medio de una solución normal alcalina.

Averiguar la cantidad de ácido clorhídrico (HCl) contenida en una solución dada. (Fig. 303):

a) emplear, por ejemplo, 25 cm³ de solución X de la solución a ensayar y colocarla en un vaso.

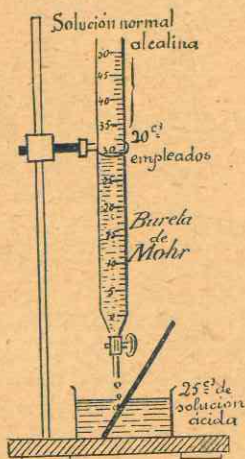


Fig. 303. - Acidimetría.

b) agregar a la solución algunas gotas de tintura de tornasol, que se enrojecerá.

c) colocar en una bureta graduada (bureta de Mohr) una solución normal alcalina cualquiera.

d) colocar el vaso que contiene el líquido debajo de la bureta y hacer caer gota a gota la solución alcalina, hasta que una última gota produzca en el líquido una coloración azul persistente que no desaparecerá aún agitando el líquido. Es el punto determinado que indicará la neutralización.

e) leer la cantidad de cm³ de la solución alcalina empleada. Supongamos haber empleado 20 cm³ de solución alcalina para neutralizar la acidez de la solución X. Esto significa que la acidez del líquido es de 20 cm³ de solución normal ácida (ya hemos visto que las soluciones normales se corresponden volumen a volumen).

Ahora bien; si 1000 cm³ de solución normal ácida de ClH (tienen 36.5 gr. peso normal) de este ácido, los 20 cm³ de solución normal tendrán:

$$X = \frac{20 \times 36.5}{1000} = 0.73 \text{ grs. de HCl}$$

Estos 0.73 grs. representan la cantidad de ácido clorhídrico contenido en los 25 cm³ que se habían tomado para efectuar el análisis.

Por consiguiente, en 1000 cm³ de esta solución, habrá:

$$\frac{0.73 \times 1000}{25} = 29.20 \text{ grs. de HCl por } 1000$$

335. Alcalimetría (fig. 304). — Operación que consiste en averiguar la cantidad de base alcalina contenida en una solución por medio de una solución normal ácida.

Averiguar la cantidad de hidróxido de potasio (HOK) contenida en una solución X:

a) tomar, por ejemplo, 25 cm³ de esta solución y colocarla en un vaso.

b) agregar algunas gotas de fenoltaleína. El líquido tomará coloración roja.

c) colocar en la bureta una solución normal de ácido cualquiera.

d) colocar el vaso que contiene la solución debajo de la bureta y verter de a poco la solución normal ácida, hasta que la última gota decolore por completo el líquido. Será el punto de la neutralización.

e) leer la cantidad de cm³ de la solución normal ácida empleada. Supongamos haber empleado 10 cm³. Esto significa que el líquido tiene una alcalinidad correspondiente a 10 cm³ de una solución normal de potasa.

Ahora bien; si 1000 cm³ de la solución normal de potasa contiene 56 gr. de álcali, 10 cm³ de la solución normal de potasa, tendrán X gramos:

$$X = \frac{10 \times 56}{1000} = 0.56$$

Estos 0.56 gramos representan la cantidad de potasa que hay en los 25 cm³ de líquido empleado para el análisis. Por lo tanto, en los 1000 cm³ de este líquido habrá:

$$\frac{0.56 \times 1000}{25} = 22.40 \text{ de hidróxido de potasio por } 1000$$

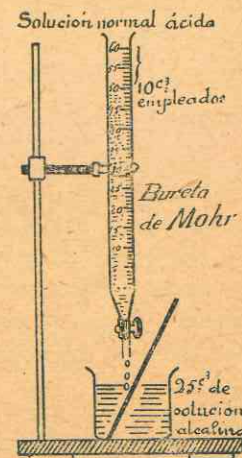


Fig. 304. - Alcalimetría.

RESUMEN

LEYES VOLUMETRICAS DE GAY LUSSAC

1ª ley. — Cuando dos gases se combinan existe una relación sencilla entre los volúmenes de las masas gaseosas que entran en combinación.

2ª ley. — Hay una relación sencilla entre el volumen del compuesto considerado en el estado gaseoso y el volumen de cada componente.

Leyes de Boyle-Mariotte. — A la misma temperatura, los volúmenes de una misma masa gaseosa están en razón inversa de la presión que soportan.

$$\frac{V}{V'} = \frac{P'}{P}$$

Ley de Gay Lussac. — Manteniendo constante la presión, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a la temperatura.

Coefficiente de dilatación. — Es el aumento experimentado por la unidad de volumen de un gas al elevar su temperatura de 1°C.

El coeficiente de dilatación de un gas es el mismo para todos los gases, igual a 0.00367.

Regla de Avogrado y Ampère. — A la misma temperatura y misma presión, volúmenes iguales de distintos gases contienen el mismo número de moléculas pero no de átomos.

Atomo. — Es la última división de un cuerpo que puede entrar en la composición de una molécula. No existe libre.

Molécula. — Es la porción más pequeña de materia que existe libre. La molécula se compone de átomos.

Valencia. — Es la tendencia o capacidad de saturación de los átomos y de los radicales con respecto a una unidad de referencia que es el hidrógeno.

Atomicidad. — La atomicidad indica el número de átomos que forma una molécula de una sustancia simple.

No confundir valencia con atomicidad; ejemplo: el zinc es bivalente; su molécula es monoatómica.

Molécula de cuerpo compuesto. — Está formada de átomos diferentes. Ejemplo: una molécula de agua = H₂O.

Peso molecular absoluto. — Representa el verdadero peso de la molécula; es un valor extremadamente pequeño. Ejemplo: el peso molecular absoluto del hidrógeno $2,32 \times 10^{-24}$ de gramos.

Peso molecular relativo. — Es el peso de la molécula con respecto al peso de la molécula de hidrógeno que es igual a 2.

$$P_m = 23,8 \times D.$$

Peso molecular gramo (Pmgr) o mol. — Es el peso de la molécula expresado en gramos. Ejemplo: el peso molecular de H es 2 grs.

Volumen molecular gramo (Vmgr). — Es el volumen ocupado por el peso molecular gramo de cualquier gas. Es igual a 22,4 litros.

Número de Avogadro. — Indica el número de moléculas contenidas en la molécula-gramo de los gases. $N = 6,06 \times 10^{23}$.

Peso atómico. — Es el peso del átomo, el cual varía de un elemento a otro.

Peso atómico absoluto. — Es la fracción de gramo que pesa el átomo de cada elemento; es muy pequeño. Ejemplo: el peso atómico absoluto del H es $(1,6618 \pm 0,0017) \times 10^{-24}$.

Peso atómico relativo. — Es el peso del átomo comparado con el peso de otro átomo que se ha tomado como unidad. Actualmente es el oxígeno cuyo valor es igual a 16.

Equivalentes o peso normal de combinación. — Son los pesos de los cuerpos referidos a una unidad de comparación, que suele ser el H o el O, que pueden sustituirse en una reacción química.

$$\text{Expresión de la equivalencia: } Eq = \frac{P. at.}{V}$$

(P. at.) peso atómico de la sustancia simple o del peso molecular de la sustancia compuesta; (V) la valencia del átomo o del radical que interviene en la reacción.

Solución normal. — Es aquella que se obtiene disolviendo un peso normal hasta obtener un litro de solución.

CAPITULO XV

GENERALIDADES SOBRE LOS MINERALES

I — PARTE TEORICA



Sumario: 336. **Mineral.** — 337. **Roca.** — 338. **Propiedades físicas de los minerales:** forma externa. Cohesión. Exfoliación. Fractura. Dureza. Flexibilidad. Ductilidad. Untuosidad. Conductibilidad. Fusibilidad. Densidad. — 339. **Propiedades térmicas, magnéticas y eléctricas.** — 340. **Propiedades ópticas:** transparencia, brillo, color, polvo, fluorescencia, fosforescencia, doble refracción. — 341. **Caracteres organolépticos:** apegamiento tacto, sabor, olor, color. — 342. **Propiedades químicas de los minerales.** — 343. **Reconocimientos de los minerales por vía seca:** la llama, el soplete. — 344. **Ensayos de la coloración de la llama.** — 345. **Ensayos en tubos abiertos.** — 346. **Ensayos en tubos cerrados.** — 347. **Ensayos sobre carbón:** con llama oxidante y con llama reductora. — 348. **Ensayo sobre una cápsula de porcelana.** — 349. — **Perlas de borax y sal de fósforo.** — 350. **Ensayos por vía húmeda.** — 351. **Principales disolventes.** — 352. **Disgregación.** — 353. **Reconocimiento de los principales metaloides.** — 354. **Reconocimiento de los principales metales.** — 355. **Nociones sobre la clasificación de los minerales.** — 356. **Clasificación de Naumann.** — 357. **Clasificación de Brakebush.**

MINERALES Y ROCAS

336. **Mineral.** — Llábase mineral a todo cuerpo *inorgánico* (sólido, líquido o gaseoso), *natural*, de composición química *definida* y de *estructura homogénea*.

a) Nos referimos en primer término a los cuerpos *inorgánicos* eliminando de este modo a los *orgánicos* producidos en la *naturaleza*, tales como el azúcar, el almidón, la celulosa que son elaborados por seres vivos. La hulla, el petróleo se consideran como minerales porque han sufrido una transformación que los ha mineralizado.

b) *Natural*, no siendo tales los que el hombre obtiene en el laboratorio. Así, por ej., la *plata nativa* es un mineral; la *plata*

obtenida en una oficina de elaboración no es un mineral, es un producto artificial; lo mismo podríamos decir del alcohol, la cal viva, que son productos de la industria humana.

c) *De composición química definida.* El agua de mar es natural y homogénea, pero no es un mineral, sino una agrupación de minerales invisibles al microscopio, de fácil separación, por ejemplo, por evaporación.

d) La expresión *estructura homogénea* permite excluir de la definición las rocas formadas por la agrupación de dos o más minerales que ofrecen una estructura heterogénea. Así, por ejemplo, el granito, que a simple vista permite distinguir la *mica* negra, el *cuarzo* blanco y el *feldespato* gris o rosado; en cambio, el mármol es un mineral, pues aun mirando al microscopio aparece bien homogéneamente constituido por calcita en toda su masa.

No es necesario que el mineral sea sólido: el agua, el oxígeno, el nitrógeno, son verdaderos minerales líquidos y gaseosos.

Algunos ejemplos de minerales: el diamante (C), el azufre (S), la pirita de hierro (S₂Fe), la halita (ClNa), el cuarzo (SiO₂), la calcita (CO₃Ca), la ortosa (6SiO₂, Al₂O₃, K₂O).

337. **Roca.** — Una roca es una yuxtaposición de minerales que forman parte de la corteza terrestre. Ej.: el granito, el pórfido.

Las rocas se diferencian entre sí por su *naturaleza química* y el modo de agregación de sus moléculas. En cuanto a su *consistencia*, la roca puede ser blanda (arcilla), dura (granito).

Si la roca está constituida por un solo mineral se llama *roca simple*. Ej.: el mármol, constituido por un solo mineral: el carbonato de calcio.

Si la roca está constituida por dos o más minerales se llama *roca compuesta*. Ej.: el granito, constituido por tres minerales: el cuarzo, el feldespato y la mica.

En la *composición mineralógica* de las rocas, unos minerales son *esenciales* y otros *accesorios*.

a) *Minerales esenciales.* Son los minerales fundamentales los que especifican la roca, de modo que si falta alguno de ellos, la roca cambia de nombre. Tenemos, por ejemplo, el *granito*, cuyos componentes son: cuarzo, feldespato y mica; faltando el cuarzo no sería granito sino *sienita*.

b) *Minerales accesorios.* Son los que pueden existir o faltar. Ejemplo, en el granito son: la apatita, el rutilo, etc.

Ejemplos de rocas según su origen.

a) *Rocas igneas o eruptivas*, de origen interno; provienen de una masa en fusión originada por la actividad volcánica. Ej.: granito, pórfido, basaltos, sienita, etc.

b) *Rocas sedimentarias o estratificadas*; están dispuestos en capas paralelas, horizontales e inclinadas; provienen de las anteriores por la acción del agua, del viento, etc... Ej.: arena, arcillas, areniscas, esquistos, etc.

c) *Rocas metamórficas*; son las rocas anteriores que han sufrido cambios más o menos notables, después de su formación. Son generalmente dispuestas en capas pizarrosas que se llaman *esquistos cristalinos*. Ej.: el gneiss, la cuarcita, etc.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS DE LOS MINERALES

I. PROPIEDADES FISICAS

338. **Forma externa.** — La forma de un mineral constituye un carácter importante que se debe tomar en cuenta en la determinación de un mineral. Se relaciona con las *posiciones de las moléculas*. A veces se hallan minerales que presentan ciertas formas particulares denominadas *imitativas*, de acuerdo a lo que representan, ya por su semejanza con objetos, cosas u órganos de vegetales o animales, etc.

Cohesión. — Es la resistencia que opone un mineral a su destrucción se caracteriza por la fuerza que mantiene unidas las moléculas en un mineral.

La cohesión varía con los cuerpos y aun con las facetas de un mismo cristal.

Como consecuencia de la cohesión el mineral puede ser:

- a) *Tenaz*: es decir, resistente a la ruptura.
- b) *Rígido*: es decir, resistente a la deformación.
- c) *Elástico*: o propiedad de recuperar su forma primitiva al cesar la acción exterior.
- d) *Flexible*: propiedad que posee el mineral de arquearse y de conservar definitivamente su deformación.
- e) *Frágil o quebradizo*: propiedad de romperse fácilmente al golpearlo. Ejemplo: el cuarzo.

Clivaje o exfoliación. — Es la propiedad que poseen muchos minerales *cristalizados o cristalinos* de abrirse más fácilmente en ciertas direcciones o *cruceros* que en otras y de ofrecer superficies lustrosas, a veces curvas, pero generalmente planas y denominadas *planos de clivaje*.

Los clivajes son por lo común *paralelos* a las caras de una de las formas más simples del mineral.

Los clivajes pueden ser: *Muy perfectos* cuando los minerales son muy lisos y se abren muy fácilmente. Ejemplo: la mica.

Perfectos, cuando por percusión se obtienen fragmentos desiguales con caras brillantes. Ejemplo: la calcita.

Imperfectos, cuando las superficies son ásperas, rugosas; los cruceros son apenas visibles. Ejemplo: el granate.

El clivaje es un carácter muy importante. La observación de la rotura de un cristal de calcita, permitió a Haüy formular su teoría de la estructura cristalina.

Fractura. — Es el fenómeno producido por separaciones en la masa del mineral, cuando se lo golpea con la ayuda de un martillo.

La superficie de fractura sirve para conocer las *estructuras*. Según su *forma* general, la fractura puede ser:

a) *Concoidal*, con impresiones curvas, como las que se ven en el interior de ciertos caracoles bivalvos. Ej.: el pedernal.

b) *Llana*, con superficie libre de impresiones y de elevaciones marcadas, como en la calcosina, Cu_2S .

c) *Desigual*, cuando las superficies presentan depresiones o elevaciones irregulares como en la casiterita (SnO_2).

Según la *naturaleza* de la superficie de ruptura, la fractura puede ser: *lisa, astillada, terrosa, erizada* o cubierta de puntas agudas como alambres: Ej.: el cobre nativo.

Dureza. — La dureza es la resistencia que ofrece un mineral al ser rayado.

La dureza depende del *grado de cohesión*.

La dureza en los cristales varía según las *caras*, según la *dirección* y según la mayor o menor facilidad con que el mineral se cliva o se abre.

Determinación. — La dureza puede apreciarse de un modo aproximado por medio de la *uña* y de una *navaja de acero*; llamándose *muy blandos* los que se dejan rayar por la uña; *blandos*, los que son rayados fácilmente por la navaja; *duros*, los que lo son con dificultad, y *muy duros*, los que no se dejan rayar con este instrumento.

Esclerómetro. — Para medir la dureza de un mineral se emplean aparatos llamados *esclerómetros*, constituidos por una punta de acero que lleva un platillo (P) en su parte superior. Aplicando la punta de acero sobre la

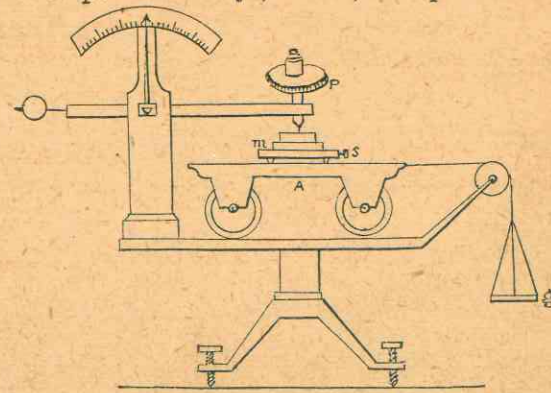


Fig. 305. - Esclerómetro.

superficie pulida del mineral se anota las pesas que es necesario colocar sobre el platillo, para que la punta de acero penetre en el mineral (fig. 305).

Por consiguiente en el esclerómetro, se mide la dureza de un cuerpo, según la presión que es necesario ejercer sobre él para rayarlo.

Escala de Möhs. — Möhs, por su parte, ha establecido una escala, compuesta de 10 minerales, de constitución conocida en el orden creciente de su dureza.

- | | | |
|--|---|-------------------------------------|
| 1º Talco (<i>silicato de magnesio</i>). | } | Son rayados con la uña. |
| 2º Yeso (<i>sulfato de calcio</i>). | | |
| 3º Calcita (<i>carbonato de calcio</i>). | } | Son rayados con un clavo. |
| 4º Fluorita (<i>fluoruro de calcio</i>). | | |
| 5º Apatita (<i>fosfato tricálcico</i>). | } | Son rayados con un punzón de acero. |
| 6º Feldespato, ortosa (<i>silicato doble de aluminio y potasio</i>). | | |
| 7º Cuarzo (<i>anhidrido silícico</i>). | | |
| 8º Topacio (<i>fluo-silicato de aluminio</i>). | } | Rayan el vidrio. |
| 9º Corindón (<i>óxido de aluminio</i>). | | |
| 10º Diamante (<i>carbono cristalizado</i>). | | |

Tomando como base la escala de Möhs, se tratará de comprobar a qué términos el mineral raya de esa escala y por cuáles términos es rayado. Ejemplo: si raya al N° 4 y es rayado por el N° 5, diremos que su dureza es igual a 4,5.

Flexibilidad. — Es la propiedad que tienen algunos minerales de ser doblados, sufriendo una deformación, sin llegar a romperse y conservar permanente esa nueva posición. Ej.: talco en hojas.

Ductilidad. — Es la propiedad que poseen algunos minerales de ser reducidos a hilos.

Untuosidad. — Es la propiedad que presentan algunos minerales de dar la sensación de grasa al ser rozados. Ej.: el grafito.

Conductibilidad o Permeabilidad térmica. — Es la mayor o menor facilidad con que los minerales se dejan atravesar por los rayos caloríficos. Los minerales que dejan pasar el calor se llaman *diatérmanos*.

Los minerales que no permiten el paso del calor se llaman *atérmanos*.

Para medir la conductibilidad calorífica de un mineral se recubre una de sus partes planas con cera y se toca su parte media

con una varilla metálica caliente. El mineral transmite el calor y la cera funde alrededor del punto tocado.

La cera funde en figura elíptica porque se ha propagado la temperatura más rápidamente en una dirección que en otra; solamente en los cristales regulares se tiene una figura circular en ciertas caras de los mismos, así por ejemplo en las caras del cubo, en las bases del prisma cuadrático, etcétera.

Fusibilidad. — Propiedad de fundirse los cuerpos a una temperatura más o menos elevada según su naturaleza. Algunos minerales funden al calor de la llama de una vela, mientras otros lo hacen apenas al calor del soplete (2.500°C.).

Kobell ha establecido la siguiente escala:

- 1º *Antimonita*: funde fácilmente en la llama de una vela.
- 2º *Natrolita*: funde menos fácilmente.
- 3º *Almandino*: funde con el soplete dando esferitas líquidas.
- 4º *Actinolita*: funde con el soplete formando como cabezas de alfileres en sus puntas.
- 5º *Ortosa*: funde con el soplete, redondeando sus aristas agudas.
- 6º *Broncita*: funde con el soplete, indicios de leve fusión en las puntas agudas.
- 7º *Cuarzo*: infusible con el soplete.

Tomando como base la escala de fusibilidad, se tratará de comprobar si el mineral funde al calor de una vela, a la llama del Bunsen. Para estudiar la fusibilidad se toma una esquirla del mineral sujeta con una pinza de platino, se lo coloca en el punto más cálido de la llama dentro de la zona externa, pero cerca de la punta del cono azul; luego se observa con la lente si las aristas muestran señales de fusión.

La observación debe referirse siempre a un mismo foco.

Algunos minerales no alteran su composición. Ej.: cloruro de sodio.

Otros sufren modificaciones. Ej.: la galena.

Algunos se *subliman*. Ej.: el arsénico.

Otros se *volatilizan*. Ej.: el mercurio.

A veces producen *decrepitación*. Ej.: el cloruro de sodio.

Densidad. — La densidad de los minerales se confunde con su peso específico si se toma el centímetro cúbico por unidad de volumen y el gramo por unidad de peso.

Es la razón del peso de un cuerpo a su volumen:

$$D = \frac{P}{V}$$

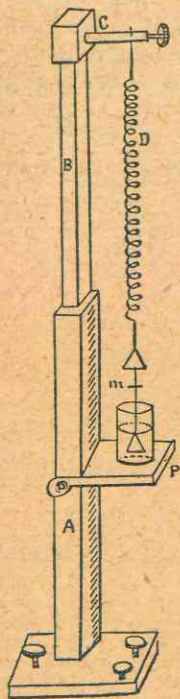


Fig. 306. - Balanza de Jolly.

La determinación de la densidad es de gran importancia. Ello ha permitido a los joyeros distinguir un topacio, un zafiro o una amatista de las imitaciones.

Se investiga por los métodos expuestos en los cursos de Física y especialmente por el picnómetro, la balanza de Jolly, las soluciones tituladas, el frasco de densidad.

Balanza de Jolly. — La balanza de Jolly (fig. 306) es un resorte, hecho con un alambre de acero arrollado en espiral (D) fijo en su extremo superior, y que lleva en el inferior dos platillos superpuestos. El conjunto montado en un soporte de madera (A) que lleva una escala; delante de ello se mueve un índice (m) que acompaña a los platillos. Colocado el platillo de abajo dentro de un vaso de agua, el mineral sobre el platillo de arriba, el índice señala el peso del ejemplar; llevamos ahora el mineral al platillo sumergido y habrá pérdida de peso por el agua desplazada, que es igual al volumen del mineral:

$$Pe = \frac{P}{V}$$

Soluciones tituladas. — Disponiendo una serie de frascos con líquidos de densidad conocida y sumergida en ellos un mineral, se hundirá en los más ligeros, flotará en los más densos, quedará en equilibrio en los de igual densidad.

Frasco de densidad. — Un experimento sencillo nos permitirá conocer el peso específico de un cuerpo; se tomará una muestra no descompuesta y despojada de materias extrañas, y después de pesarla se sumergirá en un vaso de agua (fig. 307); el mineral desalojará su volumen de agua. El peso específico será igual al cociente obtenido dividiendo el peso del cuerpo por el peso del volumen de agua desalojada.

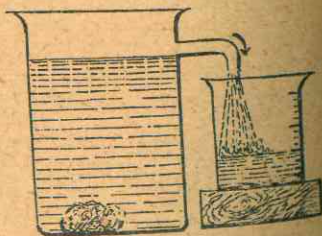


Fig. 307. - Frasco de densidad.

339. Propiedades térmicas, magnéticas y eléctricas:

Dilatación. — En general cuando se calienta un cuerpo su volumen aumenta.

Considerando el caso de *isotropía*, es decir, referida a un cuerpo amorfo o cristalizado en el sistema cúbico; siendo iguales todas las aristas, cada una de ellas aumentará de una misma cantidad por una igual elevación de temperatura. Bajo la acción del calor las caras se desplazarán paralelamente a sí misma y un cuerpo cúbico permanecerá cúbico a toda temperatura.

Permeabilidad térmica. — (Véase propiedades físicas de los minerales, pág. 334).

Propiedades magnéticas. — Entre los minerales, los hay que son *magnéticos* y otros no, son los *diamagnéticos*.

Entre los minerales más magnéticos, que son los que contienen más hierro se encuentra en primer término, la *magnetita*, que es óxido salino de hierro Fe_3O_4 .

Hematita (Fe_2O_3). Tiene poder magnético más débil que el mineral anterior.

Poseen magnetismo muy débil: los silicatos que poseen hierro, la biotita o mica negra, anfíboles y piroxenos férricos.

Son *diamagnéticos:* cuarzo, yeso, calcita, feldespatos.

Basándose en la cualidad magnética de los minerales se construyen máquinas que separan de las rocas o de la ganga a los minerales férricos.

Propiedades eléctricas. — El comportamiento eléctrico de los minerales concuerda con el óptico y el térmico.

Se distinguen los minerales buenos y malos conductores de la electricidad.

Minerales buenos conductores son: los metalíferos, óxidos y sulfuros; malos conductores dieléctricos: la mica muscovita, yeso, calcita, etc.

La variación de temperatura influye sobre la conducción de la electricidad (píroelectricidad).

340. Propiedades ópticas: Las principales son: la *transparencia*, el *brillo*, el *color*, el *polvo*, la *fluorescencia*, la *fosforescencia* y la *doble refracción*.

Transparencia. — Término general que indica el grado de

transparencia u opacidad de las sustancias minerales. En cuanto a su grado de transparencia el mineral puede ser

- a) *Transparente*. Los contornos de los objetos pueden verse con claridad al través de capas espesas. Ej.: el cristal de roca.
- b) *Translúcido*. La luz no puede atravesar sino láminas delgadas. Ej.: la mica.
- c) *Opaco*. No pasa luz alguna. Ej.: los metales.

Brillo. — El brillo es la propiedad que se refiere al modo particular de un mineral de reflejar las radiaciones.

Puede estudiarse atendiendo:

1º A su especie.

Se distinguen: el brillo *metálico*, característico de los minerales con metales pesados (oro, platino); *adamantino* (diamante); *resinoso* (blenda, casiterita); etc.

2º Atendiendo a su intensidad.

El mineral puede ser: *brillante* (galena); *muy lustroso* (hierro especular); *poco lustroso* (dolomita); *mate* (talco).

Color. — (Véase en caracteres organolépticos, pág. 340).

Polvo. — Muchos minerales presentan la particularidad de que al ser rayados, el color de éstos es distinto del que presenta la masa del mineral.

Algunos minerales coloreados al ser rayados, su polvo es blanco; en otros casos el polvo es más oscuro que el mismo mineral (*pirita*, S_2Fe); finalmente, el polvo puede ser del mismo color del mineral (*oro*).

Para observar el polvo, se frota una parte aguda de la muestra sobre un disco de porcelana blanca no barnizada.

Fluorescencia. — Es la propiedad que tienen algunos minerales de dar por *transparencia* color diferente del presentado por *reflexión*. Ej.: la fluorita vista por transparencia es *verde*, y vista por *reflexión* es *violeta*. Este fenómeno se presenta también en algunos líquidos (petróleo).

Fosforescencia. — Propiedad que poseen ciertos cuerpos de brillar en la oscuridad. Algunos minerales se vuelven fosforescentes por el calor (son *pirofosforescentes*); otros por la fricción (son *fricciofosforescentes*); otros por la electricidad (son *electrofosforescentes*) y otros por la exposición a la luz solar (son *heliofosforescentes*).

Doble refracción. — La *doble refracción* es la propiedad que poseen ciertos cristales de producir dos rayos refractados por cada

rayo incidente, de modo que mirando a través de ellos un objeto, lo vemos doble (fig. 308).

Nos podemos dar idea del fenómeno de la *doble refracción* colocando un *romboedro de calcita* sobre una hoja de papel blanco en la cual se ha dibujado un punto y observando este signo a través de dos caras paralelas de clivaje. Del punto veremos dos imágenes vecinas; haciendo girar la calcita, podremos notar que un punto queda fijo mientras que el otro se mueve en torno de él sin conservar invariable la distancia. El punto fijo corresponde al *rayo*

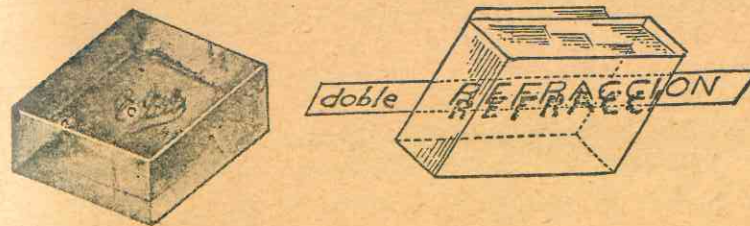


Fig. 308. — Ejemplo de doble refracción.

ordinario y el punto móvil al *rayo extraordinario*. Empleando topacio en vez de calcita veremos siempre dos imágenes pero ambas son móviles y los rayos son dos *extraordinarios*.

El *eje óptico* del cristal es la dirección según la cual no se verifica la doble refracción.

341. **Caracteres organolépticos.** — Aplíquese a las propiedades de los minerales que afectan a nuestros sentidos, como el color, el olor, etc.

Apegamiento. — Es la propiedad que poseen las arcillas y pocos minerales porosos que absorben fácilmente la humedad, de dar la sensación de pegarse a la lengua o a los labios.

Tacto. — Permite apreciar la *tersura* o la *aspereza* de la superficie.

Sabor. — Es la impresión producida por los minerales sobre el paladar.

Los únicos minerales que tienen sabor son los solubles en el agua y en la saliva.

Las principales variedades de sabor observadas en sustancias minerales son las siguientes:

- a) *Astringente*: el sabor de los vitriolos.
- b) *Refrescante*: el del nitro.
- c) *Dulce astringente*: el del alumbre.

- d) *Amargo*: es el de la sal de Epsom.
- e) *Salino*: el de la sal común.

Olor. — Es la impresión que los minerales ofrecen sobre el olfato. Se nota más cuando se recurre a la acción del *calor* o del *frote* o del *choque*.

Las principales variedades de olor que podemos observar son:

- a) *Aliáceo*: olor a ajo. Se percibe frotando, calentando o fracturando minerales que contienen *arsénico*.
- b) *Sulfuroso*: olor a azufre ardiendo. Se obtiene de sustancia que contienen azufre.
- c) *Fétido*: olor a huevos podridos. Producenlos algunas variedades de cuarzo, baritina, piedra de cal, cuando se rompen o se frotan.
- d) *Arcilloso*: lo emite el caolín. Sustancia que contiene aluminio, magnesia.

Color. — Es la impresión visual producida por el desigual *poder reflector* de la superficie de los minerales o de la *absorción* más intensa de las diferentes especies de radiaciones experimentada por algunos de ellos.

Cuando un mineral rechaza igualmente todas las radiaciones se dice que es *blanco*.

Cuando un mineral absorbe totalmente todas las radiaciones, se dice que es *negro*.

Cuando un mineral absorbe casi todas las radiaciones y rechaza solamente las correspondientes a un determinado color, se dice que posee dicho color.

Por consiguiente, el color de un mineral depende, esencialmente, de la naturaleza de la luz incidente y de las radiaciones que refleja.

Presentan los minerales colores muy variados que pueden ser: *propios*, *accidentales* o *movibles*.

Un color es *propio* cuando depende de la composición del mineral. Ejemplo: azufre puro.

Es *accidental* cuando depende de algunas sustancias extrañas (óxido metálico, por ejemplo), que se mezclan al mineral: lo que permite explicar el color amarillo, violado, rojo negruzco, que se observa a veces en el cristal de roca.

El color se dice *movible*, cuando varía con las diferentes posiciones en que se mira al mineral: irisación de algunas piedras preciosas.

En todo color hay que atender a su *especie* y a su *intensidad*.

Por su *especie*, un color puede ser: blanco, negro, rojo... considerado en sí mismo; o blanco de leche, rojo de cobre, verde de espárrago, amarillo de miel... comparado con el color de otros cuerpos.

Por su *intensidad*, un color puede llamarse pálido, claro oscuro, fuerte.

Minerales de colores metálicos: *amarillo*, es el oro; *rojo*, es el cobre; *gris*, es el plomo, etc.

Minerales de colores no metálicos: *blancos*, el yeso, la caliza; *grises*, tierra de infusorios; *negros*, carbón de piedra; *azules*, la azurita; *verdes*, la malaquita; *amarillos*, el azufre, etc.

Para comprobar si el color del mineral en conjunto corresponde al color de su polvo, se raya con él, una plaquita de porcelana blanca, sin barnizar y se observa el color de la línea pulverulenta.

PROPIEDADES QUIMICAS DE LOS MINERALES

342. Oxidación. — Llámase *oxidación* a toda combinación del oxígeno con una sustancia cualquiera.

Realizamos una oxidación cuando sometemos un mineral o la acción del aire o del oxígeno.

Así por ejemplo, la transformación del hierro en óxido de hierro, por la acción del oxígeno del aire es una *oxidación*.



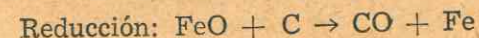
Se entiende también por oxidación el aumento de valencia de un compuesto. Ej.: el paso del cloruro ferroso a férrico.

Reducción. — Llámase *reducción* a la acción de quitar oxígeno. Calentando, por ejemplo, un óxido con carbón, éste le quita el oxígeno dejando el metal en libertad.

Calentando fuertemente, una mezcla de óxido de plomo y carbón, se obtiene plomo metálico.

Llámanse *reductores* al carbono, al hidrógeno, a los metales y a todas aquellas sustancias capaces de quitar oxígeno.

Se entiende también por reducción la pérdida de valencia de un compuesto. Ej.: el paso del cloruro férrico a ferroso.



Hidratación. — Algunos minerales poseen la propiedad de absorber cierta cantidad de agua.



Igualmente no es muy raro encontrar entre los minerales algunas especies que se diferencian por el agua que los acompañan.

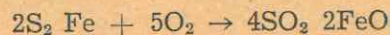
Así por ejemplo, el *gipso* es sulfato de calcio con dos moléculas de agua; por deshidratación se transforma en anhidrita; la *silice* anhidra es *cuarzo*, hidratada, es el *ópalo*; la *hematita* es ses-

quióxido de hierro anhidro; la *limonita* es sesquióxido de hierro con tres moléculas de agua.

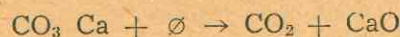
Higroscopicidad. — Propiedad que tienen algunos cuerpos para absorber la humedad ambiente.

Delicuescencia. — Es la propiedad que tienen algunos cuerpos de disolverse en la misma agua que absorben de la atmósfera.

Tostación. — Algunos sulfuros y sulfatos al ser calentados en contacto con aire desprenden SO₂ quedando los óxidos metálicos.



Calcinación. — Ciertos minerales al ser sometidos al calor se descomponen en otros cuerpos.



Acción de los ácidos. — Los minerales en presencia de los ácidos, forman sales; algunos, como por ejemplo los carbonatos, por reacción del HCl producen efervescencia.



RECONOCIMIENTO DE LOS MINERALES

I. ENSAYO POR VIA SECA

343. El análisis por vía seca consiste en observar las transformaciones que sufren los minerales por la acción del calor. Como fuente de calor podemos emplear la *llama*.

Estudio de la llama

La llama luminosa de un mechero de Bunsen, la de una lámpara de alcohol y la de una bujía se compone de tres partes principales:

- 1º En el centro un núcleo oscuro;
- 2º Una zona brillante y luminosa;
- 3º Una envoltura azul poco luminosa.

En la *zona brillante* donde se quema solamente el hidrógeno. El *núcleo oscuro* está formado de gas no quemado.

hay una cantidad de carbono incandescente debido a la combustión incompleta.

Gracias al carbono que contiene actúa como reductora, por eso se llama zona de **reducción**.

En la zona externa, por el contrario hay combustión completa, gracias al oxígeno que ella encierra, debido a lo cual se la llama zona de **oxidación**. Es también la zona más caliente de la llama.

Estas dos zonas de reducción y de oxidación, se pueden intensificar introduciendo en la llama una corriente de aire que hace que la combustión sea completa.

En el **mechero de Bunsen**, la corriente de aire llega mediante un orificio que hay en la parte inferior del tubo cilíndrico por el cual pasa el gas. En la llama así intensificada, se distinguen dos zonas bien marcadas, una *interna* azul de **reducción**, y otra *externa* de **oxidación**. Son regiones de intensidades diferentes. Estas regiones son (figura 309):

- 1º Zona superior de **oxidación**;
- 2º Zona superior de **reducción**;
- 3º Zona de **fusión**;
- 4º Zona inferior de **oxidación**;
- 5º Zona inferior de **reducción**;

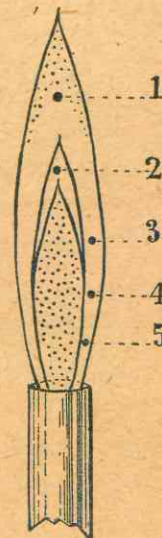


Fig. 309. - Mechero de Bunsen.

Usos. — La llama es la fuente de calor necesaria para realizar el análisis químico de un mineral por *vía seca*.

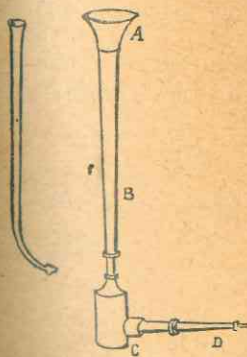


Fig. 310. - Soplete.

Soplete. — El soplete es un aparato empleado para avivar la combustión, dirigiendo por su intermedio una corriente de aire sobre una llama (fig. 310).

El soplete de boca de Berzelius consta de dos tubos de latón (B y C) fijos, en una caja cilíndrica del mismo metal, la cual regula la salida del aire inyectado, y al mismo tiempo lo despoja de su humedad; el tubo más largo está provisto en su extremidad libre de una boquilla de marfil (A), y la extremidad del tubo corto llava un cono de platino o de cobre (D); el platino tiene la ventaja de no oxidarse y de no colorear la llama como el cobre, el cual se oxida poco a poco y tñe la llama de verde.

Empleo del soplete. — Es preciso variar la dirección de la llama, haciendo prevalecer la *propiedad reductora u oxidante*, según convenga al

cuerpo. Ello requiere habilidad en su manejo, pues hay que mantener la respiración y, al mismo tiempo, dar impulso al aire; operaciones, estas dos, que deben saber hacerse simultáneamente. En caso de utilizar la *zona reductora*, debe colocarse la punta aguda del soplete en la parte exterior de la llama enfrente del extremo de la mecha. Soplando lentamente estando en posición horizontal el tubo lateral del soplete, se conseguirá un dardo brillante al que se proyecta sobre el ensayo que se trabaja. Se conseguirá una *reducción* (fig. 311).

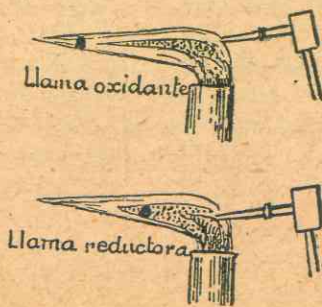


Fig. 311. - Arriba: Oxidación; abajo: reducción.

Si se desea *oxidar*, se colocará el soplete casi en el centro de la llama soplando con fuerza sostenida. Se tendrá una llama casi incolora o ligeramente azul, que proyectada sobre un metal puro se oxidará por el predominio del aire oxigenado, siendo el metal susceptible de oxidación (cobre, plomo, zinc, etc.).

A) Ensayos de coloración de la llama

344. Se basa en la coloración característica suministrada a la llama por la volatilización de un cuerpo.

Para esta clase de observación, mojar la extremidad de un hilo de platino con agua destilada, introducirlo en la muestra pulverizada y luego llevarlo: 1º en la *zona oxidante* y 2º en la *zona reductora*. Si el ensayo no da resultado, repetir el experimento, mojando el hilo de platino primero en HCl y luego con SO₄H₂.

Para evitar la *deteriorización* del hilo de platino, oxidar el mineral tostándolo al aire.

Para *limpiar el hilo* una vez usado, sumergirlo en HCl concentrado, luego en agua destilada, llevarlo a la llama repitiendo varias veces estas operaciones.

Los resultados pueden ser:

Mineral	Coloración con vidrio azul (cobalto)	Color aparente
De sodio	Invisible	Amarillo
De calcio	Verde	Rojo
De cobre	Verde	Verde esmeralda
De potasio	Violeta	Violeta
De litio	Violeta	Púrpura
De estroncio	Rojo violáceo	Rojo escarlata

A veces varias coloraciones se superponen y se anulan recíprocamente. Así los minerales de sodio colorean la llama de amarillo, los de potasio de violado blanquecino. Cuando las dos sustancias coexisten, la coloración del sodio anula completamente la del potasio. Para aislar esta última, se interpone entre el ojo y la llama, o bien una disolución poco concentrada de índigo, de permanganato de potasio o de azul de anilina, contenida en un frasco de caras paralelas, o más sencillamente un vidrio azul de cobalto. En esos dos casos, hay absorción de los rayos amarillos y el violado solo, o más bien el púrpuro aparece. El empleo del *espectroscopio* permite observar el estudio de las coloraciones con mayor grado de precisión.

B) Ensayos en tubos abiertos y cerrados

345. 1º **Ensayos en tubo abierto.** — Para realizar estos ensayos se emplea un tubo de vidrio abierto por sus dos extremos (fig. 312 A).

El tubo puede ser recto o ligeramente doblado a ángulo recto. El análisis en *tubo abierto* tiene por objeto investigar los productos que se forman al someter el mineral a una fuerte oxidación en caliente.

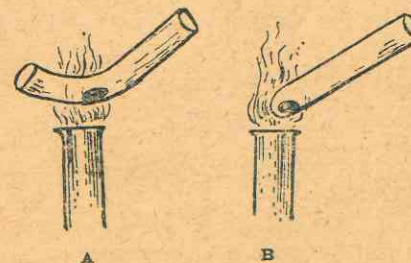


Fig. 312.-A—Tubo abierto. B—Tubo cerrado.

Se coloca la sustancia en el tubo y se calienta. El aire caliente, por ser menos denso se eleva y sale del tubo, siendo reemplazado por el aire frío, realizándose así la oxidación del producto.

Los productos volátiles que se forman pueden manifestarse por el olor, por la *reacción* o por los *depósitos* que se observan en las paredes frías del tubo.

a) Formación de vapor de agua:

Se condensa en las paredes frías del tubo. Se investiga su reacción con papel de tornasol.

- Si *enrojece* el papel azul de tornasol, hay reacción ácida (ácidos o anhídridos volátiles).
- Si *azulea* el papel rojo de tornasol, hay reacción alcalina (sales amoniacales).

b) Formación de gases o vapores con olor:

- Puede haber gases con olor a *azufre quemado* (azufre, sulfuros).
- Gases con olor a *amoníaco* (sales amoniacales).
- Gases con olor a *coles podridas* (compuestos de selenio).
- Gases con olor a *ajo* (compuestos de arsénico).

c) **Formación de depósitos o sublimados:**

Humos blancos, con *olor a ajo*, que se depositan en las paredes frías y son eliminados por la acción del calor (compuestos del arsénico).

Humos blancos, *sin olor*, que se depositan en las paredes frías y no son eliminados por la acción del calor (compuestos del antimonio).

Depósito *blanco* (compuestos de antimonio).

Depósito *amarillento* (compuestos de bismuto).

346. 2º **Ensayos en tubo cerrado.** — El tubo cerrado mide de 5 a 6 cm. de largo y de 2 a 3 mm. de diámetro.

El ensayo tiene por objeto calentar la sustancia (evitando su oxidación por el oxígeno del aire) y obtener los fenómenos que se producen (figura 312 B).

Para realizar este ensayo se comienza por colocar un poco de polvo del mineral a ensayar en el fondo del tubo de ensayo y luego se calienta, primero suavemente y luego gradualmente hasta el rojo.

Se introducen en la boca del tubo dos papeles de tornasol (uno rojo y otro azul) humedecidos.

Se puede observar:

a) La **fusión de la sustancia** sin volatilización (sales alcalinas o alcalinotérreas).

b) La **formación de agua:**

- Poca cantidad de agua (*sustancia higroscópica*).
- Producción en pequeña cantidad de agua con decrepitación (*agua de interposición. Ej.: cloruro de sodio, de potasio, etc.*).
- Desprendimiento abundante de agua con decrepitación (*agua de cristalización. Ej.: nitrato de plomo*).
- Producción muy abundante de agua sin decrepitación (*agua de constitución. Ej.: el agua del hidróxido de calcio, al convertirse en óxido de calcio*).
- Formación de agua con reacción ácida (*ácidos o sales ácidas volátiles*).
- Formación de agua con reacción alcalina (*sales amoniacales*).

c) **Formación de un depósito:**

- Depósito de color amarillo (*azufre, compuestos de azufre y arsénico*).
- Depósito de color negro (*compuestos de mercurio*).
- Depósito de color blanco (*compuestos de arsénico, de antimonio*).

d) **Desprendimiento de gases:**

Gas incoloro, aviva una astilla con un punto en ignición (*la sustancia tiene oxígeno*).

Gas incoloro, enturbia el agua de cal (*la sustancia es un carbonato*).

Gas incoloro, olor a amoníaco (*el mineral es compuesto amoniacal*).

Gas incoloro, olor a azufre quemado (*el mineral es un compuesto oxigenado del azufre*).

Gas incoloro, olor a huevos podridos (*el mineral es un sulfuro*).

C) Ensayos sobre carbón

347. Tiene por objeto reducir el mineral a metal o al óxido coloreado, por la acción combinada del calor y del carbón (fig. 313).

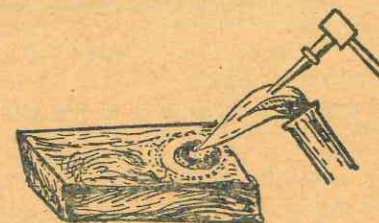


Fig. 313. - Ensayo sobre carbón.

Para realizar el ensayo, en un trozo de carbón compacto (carbón de pino, de retorta), se hace un hoyo que se llena con polvo del mineral pulverizado y humedecido. Aplicando el dardo del soplete sobre el mineral se puede observar:

1º **Con la llama oxidante**

a) **Decrepitación:**

Fenómeno que consiste en el estallido de partículas sólidas provocada por el agua de interposición al dilatarse, por acción del calor. Ejemplo: cloruro de sodio.

b) **Deflagración:**

Fenómeno que consiste en el desprendimiento instantáneo de oxígeno con producción de llama y explosión. Ej.: los nitratos, los cloratos, etc.

c) **Emanaciones de vapor con olor:**

Con olor a *ajo* (compuestos de arsénico).

Con olor a *azufre quemado* (azufre y sulfuros).

d) **Hinchamiento con fusión acuosa:**

Consiste en un aumento de volumen acompañado de efervescencia. Se manifiesta en las sales ricas en agua de cristalización. Ej.: alumbres.

e) **Formación de una escoria infusible:**

La escoria es el residuo que resulta de la descomposición de la sustancia debido a la llama oxidante.

Puede ser:

De color *verde* (compuesto oxigenado de cromo).

Negrusca (compuestos de hierro y manganeso).

Blanca (compuestos de calcio, bario, aluminio, etc.).

2º **Con la llama reductora**

Es el caso en que se desea reducir totalmente el mineral para poner el metal en libertad.

Siendo el carbón un reductor débil, se le agrega una sustancia llamada *fundente*.

El fundente reductor más empleado es el carbonato de sodio.

El fundente facilita la producción de los glóbulos metálicos.

Con los compuestos de hierro, níquel y del cobalto, da una masa magnética.

Si el residuo metálico es de *color rojo*, se disuelve en ácido nítrico caliente y se trata la solución con amoníaco.

Un color *azul* indicará la presencia de *cobre*.

Si el botón metálico es blanco, se disuelve en ácido nítrico caliente y se trata con ácido clorhídrico.

La formación de un precipitado blanco caseoso, soluble en amoníaco indicará la presencia de *plata*.

A veces, tratándose de metales volátiles, éstos por el calor, por la llama reductora, se volatilizan y pasan reducidos a vapor, a la llama oxidante, donde se oxidan, formando sobre el carbón una *aureola*, de color característico propia al mineral.

Residuo metálico	Aureola	Metal que constituye el mineral
Verde	Anaranjada	Bismuto
Azul	Amarilla	Plomo
Incolora	Anaranjada	Cadmio
Amarillenta	Blanca (<i>olor a ajo</i>)	Arsénico
Violeta	Amarilla (<i>en caliente</i>)	Zinc
Amarillo		
Pardo		

D) **Ensayo de Bunsen sobre una cápsula de porcelana**

348. Se aplica en el caso de tener minerales constituidos por metales volátiles.

El mineral reducido a polvo se coloca sobre unas fibras de amianto y se lleva a la zona reductora de la llama. Allí el mineral es reducido y el metal volátil formado pasa, al estado de vapor, a la zona oxidante, donde al oxidarse da óxido.

Colocando una cápsula de porcelana en la posición indicada por la figura 313 bis A, el óxido se deposita sobre las paredes frías.

Colocando la cápsula en la posición de la figura 313 bis B, el metal formado no puede oxidarse y se deposita sobre la misma al estado de metal.

El color y las propiedades de los depósitos ya estudiados anteriormente, nos darán a conocer la naturaleza del metal del mineral.

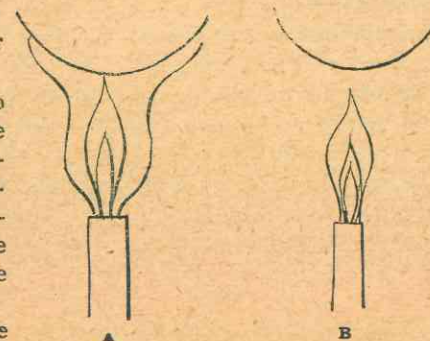


Fig. 313 bis. - Ensayo sobre una cápsula de porcelana.

E) **Perlas de bórax y sal de fósforo**

349. Este ensayo tiene por objeto combinar el *bórax* o la sal de fósforo con los óxidos metálicos y obtener así sales dobles de colores diferentes según el mineral estudiado.

Perlas de bórax. — El bórax es tetraborato de sodio ($B_4O_7Na_2$).

Para realizar este ensayo se emplea un *hilo de platino* de 8 a 10 cm. engarzado en una varilla de vidrio. En un extremo se encorva el hilo en forma de anillo; se calienta; se sumerge en polvo de bórax anhidro y se vuelve a calentar. Se obtiene una perla incolora, transparente. Se introduce luego esta perla en un poco de mineral bien pulverizado; se calienta nuevamente hasta su disolución completa. El color observado nos indicará la naturaleza del metal, del mineral.

Algunas coloraciones de óxidos metálicos

Llama oxidante		Llama reductora		Metales
En caliente	En frío	En caliente	En frío	
Amarillo	Am. o incoloro	Verde	Verde	Hierro
Verde	Azul	Incoloro o rojo	Rojo	Cobre
Azul	Azul	Azul	Azul	Cobalto
Incolora	Incolora	Gris	Gris	Plata
Amarillenta	Amarillenta	Gris	Gris	Plomo
Violeta	Violeta	Incolora	Incolora	Manganeso
Amarillo	Verde	Verde esmer.	Verde esmer.	Cromo
Pardo	Pardo	Gris	Gris	Níquel

Perla de sal de fósforo. — La sal de fósforo es el fosfato de sodio y amonio ($\text{PO}_4\text{HNa NH}_4$).

Para realizar este ensayo con sal de fósforo se procede del mismo modo que en el caso anterior y los resultados son muy semejantes.

Es un buen reactivo para estudiar los *silicatos* porque la sílice puesta en libertad se ve en medio de la perla formando una mancha opaca (esqueleto de sílice).

La sal de fósforo es de manejo más difícil que el bórax, porque al calentarla se funde rápidamente en su agua de cristalización y se desprende del alambre de platino.

II. ENSAYOS POR VIA HUMEDA

350. Ensayos por vía húmeda. — Este procedimiento se basa en el empleo de disolventes y en el tratamiento de la disolución obtenida con *reactivos* adecuados.

Condiciones: Tener el mineral en *disolución acuosa* o en *ácidos*.

Elección de la muestra: Examinar si el mineral es *homogéneo*. Si lo es, tomar una parte para el análisis.

Si no es homogéneo, con un lente elegir un trozo que parezca ser *homogéneo*. Unos 20 a 50 gr. son suficientes.

Disolución de la muestra: Pulverizar el mineral para mayor superficie de ataque.

351. Principales disolventes. — El disolvente más conocido es el agua.

Se pulveriza el mineral en un mortero de ágata o de porcelana y se coloca un poco de este polvo en un tubo de ensayo con agua destilada.

La disolución puede efectuarse sea en agua fría. Ej.: la sal gema, el salitre, etc., sea en agua caliente. Ej.: el cloruro de plomo.

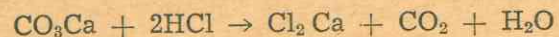
Puede suceder que el mineral sea parcialmente soluble, en cuyo caso no desaparece totalmente.

Para comprobar si el mineral se ha disuelto en el agua, se filtra, se colocan unas gotas de esa agua filtrada sobre una lámina de platino y se calienta hasta evaporación total. Si queda un residuo quiere decir que el mineral es soluble.

Si el mineral es insoluble en agua fría y caliente se recurre al *ácido clorhídrico*.

En caso de tener un *carbonato* se formará el cloruro correspon-

diente con desprendimiento de gas carbónico. Ej.: la piedra caliza o carbonato de calcio:



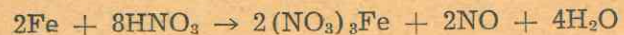
Si el mineral es un *óxido*, se formará el cloruro correspondiente. Ej.: hierro oligisto u óxido de hierro.



Si el mineral es un *sulfuro*, se formará el cloruro correspondiente con desprendimiento de un gas de olor a huevos podridos. Ej.: la blenda o sulfuro de zinc:



En caso de tener un mineral insoluble en agua y en ácido clorhídrico, se recurre entonces al *ácido nítrico*. El ácido nítrico disuelve el mineral dando un *nitrato*, que queda en solución, con desprendimiento de vapores nitrosos de color rojizo oscuro. Ej.: el hierro.



352. Disgregación. — Si el mineral resiste a la reacción de los disolventes anteriores, se lo funde con 4 veces su peso de carbonato de sodio en un crisol de platino. Hecha la disgregación, el ácido de la sustancia se ha combinado con el sodio originando un producto soluble en agua; la base u óxido del mineral, queda insoluble.

La masa obtenida se trata con agua caliente y se filtra.

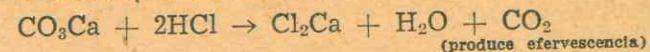
El líquido obtenido se somete a los ensayos que se refieren a "reconocimiento de los principales metales".

Reconocimiento de los principales aniones

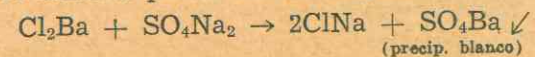
353. Mientras se efectúa la *disolución* se pueden verificar fenómenos especiales que caracterizan ciertos elementos compuestos. Los más notables son los siguientes:

A. — *Reconocimiento de los metaloides.*

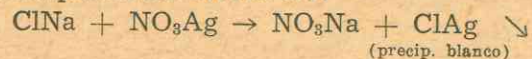
Si el mineral disuelto en agua y tratado con ácido clorhídrico produce efervescencia, ha de ser un *carbonato*:



Si con unas gotas de cloruro de bario se produce un precipitado blanco, el mineral puede ser un *sulfato*.

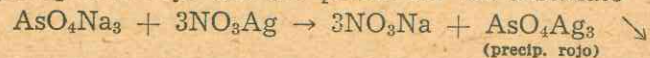


Si con unas gotas de nitrato de plata se produce un precipitado blanco, el mineral puede ser un *cloruro*.

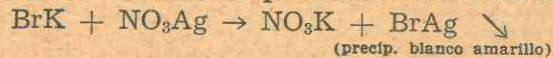


Si con el nitrato de plata se produce:

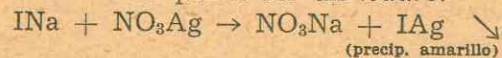
a) precipitado *rojo ladrillo* puede ser un arseniato



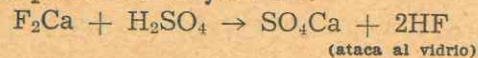
b) precipitado blanco amarillo puede ser un *bromuro*



c) precipitado amarillo puede ser un *ioduro*.



Si con *ácido sulfúrico* se desprenden vapores que atacan al vidrio, el mineral puede ser un *fluoruro*.



Si con un cristal de difenilamina y una gota de SO_4H_2 se forma una coloración azul, el mineral ha de ser un *nitrato*.

Reconocimiento de los principales cationes

354. Se tratará el mineral (previamente disuelto) con unas gotas de ácido clorhídrico.

Puede suceder:

a) que se forme un precipitado blanco.

El metal que forma su mineral puede ser *plata, plomo o mercurio* (mercurioso).

Si el precipitado se disuelve en amoníaco el metal es *plata*.

Si el precipitado toma color negro con amoníaco el metal es *mercurio*.

Si el precipitado se disuelve en agua caliente, el metal es *plomo*.

b) No se produce nada con *ácido clorhídrico*.

En este caso se trata la solución acuosa con una corriente de *ácido sulfhídrico*.

Puede producirse:

- Un precipitado anaranjado, el metal es *cadmio*.
- Un precipitado amarillo, el mineral es *estaño*.
- Un precipitado negro, el metal puede ser *cobre, bismuto, mercurio*, etc.

En este último caso se trata la solución con hidróxido de sodio.

- Si se forma precipitado *azul*, el metal es *cobre*.
- Si se forma precipitado *blanco*, el metal es *bismuto*.
- Si se forma precipitado *amarillo*, el metal es *mercurio*.

Si la solución tratada con ácido sulfhídrico no produce ningún precipitado, agregar a la solución acuosa del mineral, algunas gotas de sulfuro de amonio.

Si se produce precipitado *blanco*, el metal es *zinc*.

Si hay precipitado color *carne*, el metal es *manganeso*.

Si se produce precipitado *verde*, el metal es *romo*.

Si hay precipitado negro, el metal puede ser: hierro, níquel, cobalto. En este último caso se agrega a la solución acuosa del mineral una solución de hidróxido de sodio.

Puede formarse precipitado *azul*, el metal es *cobalto*.

Si hay precipitado *verde manzana*, el metal es *níquel*.

Si se produce precipitado *verde o rojo*, el metal es *hierro*.

Si con sulfuro de amonio no se produce precipitado se trata la solución acuosa del mineral con *carbonato de amonio*.

Si hay precipitado blanco el metal puede ser *magnesio, bario, calcio o mercurio*.

Si no se produce ningún precipitado, el metal puede ser: *amonio, potasio o sodio*.

Se reconocerá entonces los minerales de estos dos últimos grupos por la coloración que comunican a la llama.

CLASIFICACION DE LOS MINERALES

Idea de la clasificación de los minerales

355. La mineralogía especial comprende un número considerable de *especies* el cual aumenta día a día.

Para facilitar el estudio de las *especies* minerales se ha debido clasificarlas.

Las clasificaciones pueden ser: *artificiales y naturales*.

La *clasificación artificial* es aquella que considera los caracteres más salientes, sin método, ni orden ninguno, con el fin de llegar a la determinación de la *especie*, lo más rápidamente posible.

En cambio la *clasificación natural* procede con más método. Subordina los caracteres los unos a los otros, según su importancia

relativa, formándose así grupos o familias que tienen más estrecha afinidad.

Existen en el reino mineral numerosas clasificaciones, debido a que los minerólogos nunca se han puesto de acuerdo, pues para unos son más importantes los *caracteres físicos*, para otros los *químicos* o los *cristalográficos*, pero ninguna ha sido todavía adoptada universalmente.

La primera clasificación que se conoce es la de **Werner** (1798), basada exclusivamente en los caracteres físicos.

Möhs fué el más ardiente defensor de los caracteres físicos y organolépticos.

Berzelius, en su clasificación, tomó en cuenta los *caracteres químicos*. Divide las especies en dos grandes clases: la primera comprende los minerales de naturaleza inorgánica; la segunda, los de origen orgánico.

Las más modernas clasificaciones son las de: **Groth**, **Tschermach**, **Naumann**, **Brakebush** y **Zirkel**.

CUADRO COMPARATIVO

356. Clasificación de Naumann

- 1. - Metaloides.
- 2. - Metales.
- 3. - Lampridos { Sulfuros simples
Sulfuros dobles
Sulfosales
- 4. - Oxidos { Anhidridos
Hidratados
- 5. - Sales (haloides) { Sal gema
Fluorita
- 6. - Oxisales { Carbonatos
Sulfatos
Boratos
Nitratos
Fosfatos
- 7. - Silicatos { Feldespatos
Piroxenos
Anfiboles
Mica
- 8. - Antrácidos { Carbonos
Betunes
Resinas

357. Clasificación de Brakebush

- Clase 1. - Elementos { a) metaloides
b) metales
- > 2. - Oxidos.
- > 3. - Sulfuros, arseniuros, antimoniuros, seleniuros.
- > 4. - Haloides: cloruros, fluoruros, bromuros, yoduros.
- > 5. - Halitos o sales oxigenadas:
 - a) Nitratos;
 - b) Carbonatos;
 - c) Sulfatos;
 - d) Wolframatos y molibdatos;
 - e) Vanadatos;
 - f) Fosfatos y arseniatos;
 - g) Boratos;
 - h) Cromatos;
 - i) Niobatos y tantalatos;
 - j) Titanatos.
- > 6. - Silicatos.
- > 7. - Antrácidos.

CLASIFICACION DE LOS PRINCIPALES MINERALES SEGUN BRAKEBUSH

Clases	Grupos	Subgrupos	Denominación	Fórmula	Color	
1	Elementos	Metaloides .. Ej.	Diamante	C	Incoloro (puro)	
			Grafito	C	Gris	
			Azufre	S	Amarillo	
			Arsénico	As	Gris	
			Plata	Ag	Blanco	
		Metales Ej.	Oro	Au	Amarillo	
			Platino	Pt	Blanco (puro)	
			Mercurio	Hg	Plateado	
			Hierro	Fe	Blanco	
			Cobre	Cu	Rojo	
2	Sulfuros	Ej.	Pirita de hierro.	S ₂ Fe	Amarillo	
			Galena	S Pb	Gris	
			Blenda	S Zn	Amarillo (puro)	
3	Oxidos	Ej.	Cuarzo	SiO ₂	Incoloro	
			Magnetita	Fe ₃ O ₄	Rojizo	
4	Haloideos	Ej.	Sal gema	Cl Na	Incoloro	
			Fluorita	F ₂ Ca	Violeta	
5	Sales oxigenadas	Nitratos Ej.	Salitre	NO ₃ Na	Incoloro	
		Carbonatos .. Ej.	Calcita	CO ₃ Ca	Incoloro	
			Mármol	CO ₃ Ca	Variable	
		Sulfatos Ej.	Siderita	CO ₃ Fe	Amarillento	
			Gipso	SO ₄ Ca	Incoloro	
6	Silicatos	Ej.	Wolframatos. Ej.	WO ₄ Fe	Negro (polvo rojo)	
			Boratos Ej.	Bórax	B ₄ O ₇ .Na ₂	Incoloro
			Antrácidos	Ej.	Ortosa	De composición compleja
Mica	Blanca o parda					
Talco	Blanco, gris					
Amianto	Gris					
7	Antrácidos	Ej.	Carbonos	Negro		
			Petróleo	Negro		
			Asfaltos	Negro		

RESUMEN

MINERALES

Mineral. — Cuerpo inorgánico, natural, homogéneo, de composición química definida.

Roca. — Yuxtaposición de minerales que forman parte de la corteza terrestre.

I. — PROPIEDADES FÍSICAS

Cohesión { Resistencia que opone un mineral a su destrucción.
Según su *cohesión* el mineral puede ser: rígido, elástico, flexible, frágil.

Slivaje o exfoliación { Propiedad que ofrece un mineral de abrirse más fácilmente en una dirección que en otra.
Puede ser { muy perfecto: Ej.: mica.
perfecto: Ej.: calcita.
imperfecto: Ej.: granate.

Fractura { Separaciones producidas en el mineral por el golpeo.
Pueden ser según la forma { *concoidal*: con impresiones curvas. Ej.: pedernal.
llana: sin impresiones, ni elevaciones. Ej.: calcocita.
desigual: con superficie irregular. Ej.: casiterita.
Según su naturaleza puede ser: lisa, astillada, terrosa, erizada...

Dureza { Resistencia que opone un cuerpo a ser rayado.
Determinación: por el esclerómetro.
Grado de dureza: determinado por la presión que se debe hacer sobre el mineral para poder rayarlo.
Escala de Mohs: consta de 10 minerales, cada uno raya a los que le preceden y es rayado por los que le siguen.
Comprende los minerales siguientes comenzando por el menos duro: *talco, yeso, calcita, fluorita, apatita, feldespato, cuarzo, topacio, corindón, diamante.*

Ductilidad { Propiedad de alargarse y adelgazarse: el oro es el más dúctil de los metales.

Untuosidad { Sensación de grasitud que dan algunos metales al rozarlos.
Ej.: el grafito.

Conduc-tibilidad { En los cuerpos *isótropos* (amorfo, del sistema cúbico) el calor se propaga igualmente.
En los *anisótropos*, la propagación varía según la dirección.

Fusibilidad { Propiedad de poder fundirse bajo la acción del calor. Ej.: el estaño es uno de los metales más fusible (228°C.).

Peso específico {
$$\pi = \frac{P}{P'}$$

Peso específico relativo: $\pi = \frac{P}{P'}$
Métodos empleados para su determinación { a) probeta graduada.
b) vaso de densidad.
c) balanza hidrostática de Mohr.
d) picnómetro.

Propie-dades térmicas { *Permeabilidad térmica*: Propiedad que poseen los cuerpos de ser transparentes u opacos al calor.
En el 1º caso son *diatérmanos*. Ej.: sal gema calcita, yeso.
En el 2º caso son *atérmanos*.

Propie-dades magnéticas y eléctricas { *Propiedades magnéticas*: Propiedades que poseen ciertos minerales (magnetita) de atraer los cuerpos.
Propiedades eléctricas:
Casos { *triboelectricidad*: desarrollo de la electricidad por frotamiento.
piezoelectricidad: desarrollo de la electricidad por compresión.
termoelectricidad: desarrollo de la electricidad por el calor.

PROPIEDADES OPTICAS

Transpa-rencia { Grado de transparencia u opacidad de un mineral.
El mineral puede ser { a) *transparente*. Ej.: cristal de roca.
b) *semi-transparente*. Ej.: Fluorita
c) *translúcido*. Ej.: yeso.
d) *opaco*. Ej.: metales.

- Se refiere al modo particular de un mineral de reflejar las radiaciones luminosas.
- Brillo** { Puede ser { *adamantino*. Ej.: diamante.
resinoso. Ej.: blenda.
vitreo. Ej.: calcita.
céreo. Ej.: talco.
sedoso. Ej.: amianto.
- Color** : (Ver en caracteres organolépticos, pág. 359).
- Polvo** { Permite reconocer si un mineral tiene un color propio o accidental.
- Fluorescencia** { Propiedades que posee un mineral de dar por transparencia un color distinto de el que da por reflexión. Ej.: petróleo, fluorita.
- Fosforescencia** { Propiedad que tiene un mineral de brillar en la oscuridad.
Puede producirse { por el *calor* (pirofosforescentes).
por *fricción* (fricciofosforescentes).
por *electricidad* (electrofosforescentes).
por la *luz* (heliofosforescentes).
- Doble retracción** { Propiedad que poseen ciertos cristales de producir dos rayos refractados por cada rayo incidente, llamados, respectivamente: el uno *ordinario* y el otro *extraordinario*.

CARACTERES ORGANOLEPTICOS

Son caracteres apreciables por los sentidos.

- Tacto** : *untuoso, áspero*.
- Sabor** { *astringente*: vitriolos.
refrescante: nitro.
dulce astringente: alumbres.
amargo: sal de Epsom.
salino: sal común.
- Olor** { *aliáceo*: arsénico.
a rábano: selenio.
sulfuroso: azufre.
fétido: variedad de cuarzo.
arcilloso: caolín.

- Depende de la calidad de las radiaciones luminosas reflejadas por el mineral.
- Color** { Puede ser { *propio* (mineral idiocromático). Ej.: azufre puro.
accidental (mineral alocromático), depende de sustancias extrañas. Ej.: óxidos.
movible: varía con la posición del mineral. Ej.: piedras preciosas que presentan irisaciones.

II. — PROPIEDADES QUIMICAS

Oxidación. — La oxidación consiste en someter un cuerpo a la acción del oxígeno gaseoso, o bien a la del ozono; estos cuerpos se llaman *oxidantes*.

Reducción. — Es la operación contraria a la oxidación; consiste en quitar el oxígeno a los compuestos. Los cuerpos que poseen esta propiedad se llaman *reductores*.

III. — RECONOCIMIENTO DE LOS MINERALES

Ensayo por vía seca. — Consiste en observar las transformaciones que sufren los minerales por la *acción del calor*.

Fuente de calor: La llama de una bujía, mechero, etc.

- Regiones de una llama** { Zona superior de oxidación.
Zona superior de reducción.
Zona de fusión.
Zona inferior de oxidación.
Zona inferior de reducción.

Empleo del soplete: Para avivar la llama.

- Ensayos** { Coloración de la llama.
En tubo abierto.
En tubo cerrado.
Sobre carbón.
Con la perla de bórax, del fosfato ácido de sodio.

Ensayo por vía húmeda. — Se basa en el empleo de *disolventes* y en el tratamiento de la disolución obtenida con *reactivos* adecuados.

Principales disolventes: el agua, ácido clorhídrico y ácido nítrico; cuando resiste a la acción de los disolventes, se debe *disgregarlo* antes.

IV.—CLASIFICACION DE LOS MINERALES

Las clasificaciones de los minerales pueden ser: *artificiales* y *naturales*.

Clasificación artificial: considera sólo los caracteres más salientes.

Clasificación natural: forma grupos o familias según su afinidad.

Las clasificaciones más modernas son las de: *Groth*, *Tschermach*, *Naumann*, *Brakebush* y *Zirkel*.

Los primeros clasificadores fueron: *Werner*, *Möhs* y *Berzelius*.

CAPITULO XVI

GENERALIDADES SOBRE LOS METALES

PARTE TEORICA



Sumario: 358. Metales. — 359. Caracteres físicos y químicos. — 360. Elementos no metálicos de transición. — 361. Estado natural de los metales. — 362. Aleaciones: Preparación. **Propiedades.** Punto de fusión. Aleaciones principales. Utilidad. — 363. Amalgama. — 364. **Acción de oxígeno, del aire, del agua y de los ácidos sobre los metales.** — 365. Metalurgia. Extracción de los metales. Aluminotermia. Electrometalurgia. — 366. Aplicación de los metales. — 367. Clasificación de los metales.

METALES

358. **Definición.** — Los metales son cuerpos simples, electropositivos, monoatómicos, con el oxígeno forman óxidos básicos; con el hidrógeno no dan compuestos gaseosos.

El *hidrógeno* con los *metales* da *hidruros*, de importancia industrial para la obtención del H, ejemplos: KH, NaH, CaH₂, BaH₂, PdH₂ (hidruro de paladio).

359. **Propiedades físicas.** — Los metales son sólidos, con excepción del mercurio que es líquido.

Color. — La mayor parte de los metales son de color blanco, más o menos grisáceo o azulado; el oro es amarillo; el cobre, rojo.

Opacidad. — Todos los metales son opacos; pero si se reducen a láminas muy delgadas se vuelven transparentes: una hoja fina de oro adherida sobre una lámina de vidrio deja ver los objetos intensamente alumbrados; la luz que la atraviesa es verde, la hoja de oro es roja por reflexión.

Densidad. — La densidad de los metales es muy variable; son generalmente más pesados que el agua.

Según su densidad podemos dividir los metales en:

Livianos (densidad >5)	{	Litio 0.59	Pesados (densidad <5)	{	Hierro 7.80
		Sodio 0.97			Mercurio .. 13.50
		Potasio ... 0.86			Platino ... 21.
		Aluminio .. 2.56			Osmio 22.

Fusibilidad. — Los metales tienen un punto de fusión variable.

Algunos puntos de fusión	{	Mercurio —39°C.
		Hierro 1530°C.
		Platino 1771°C.
		Iridio 1950°C.

Volatilidad. — Los metales son volátiles a alta temperatura:

Algunos puntos de volatilidad ..	{	Mercurio 350°C.
		Cadmio 850°C.
		Zinc 932°C.
		Platino 3500°C.

Tenacidad. — Es la resistencia que los hilos metálicos oponen a las tracciones ejercidas en el sentido de la longitud. El metal más tenaz es el cobalto.

Dureza. — La dureza de los metales es muy variable.

El metal puede ser:
 { blando: litio, sodio, potasio.
 { duro: hierro, cromo, cobalto.

Conductibilidad. — Es la propiedad que poseen los metales, de conducir bien el calor y la electricidad; la plata y el platino son los mejores conductores.

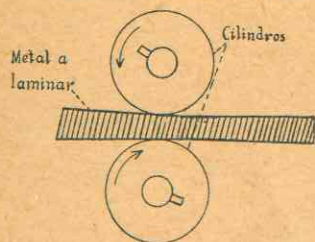


Fig. 314. - Laminador.

Maleabilidad. — Es la propiedad que poseen los metales de reducirse a láminas. El oro es el metal más maleable; se han obtenido hojas de $\frac{1}{12.000}$ mm

de espesor. Son también muy maleables: la plata, el aluminio, el cobre, el estaño; el bismuto y el antimonio lo son muy poco.

La reducción a láminas puede efectuarse por medio del laminador.

El laminador (fig. 314) consta esencialmente de dos cilindros de acero que giran en sentido opuesto, y que se acercan más o menos según el grosor de las láminas que se quiere obtener.

Ductilidad. — Es la propiedad que poseen los metales de poder estirarse en alambres por medio de la hilera.

La hilera (fig. 315) es una plancha de acero que lleva agujeros cónicos, que gradualmente se hacen más angostos; se saca punta a la varita algo gruesa preparada en el laminador; la punta se introduce en el primer agujero y una fuerte tracción enrolla el alambre sobre un carrete animado de un movimiento de rotación; el alambre pasa después por otro agujero más pequeño hasta obtener el diámetro deseado.

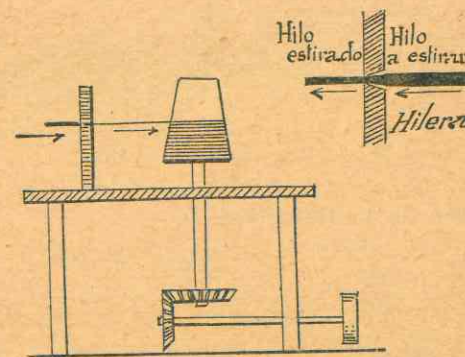


Fig. 315. - Hilera.

Magnetismo. — Los metales paramagnéticos son atraídos por el imán: hierro, níquel, cobalto; los diamagnéticos no son atraídos por el imán: bismuto, antimonio, cobre.

Radio-actividad. — Es la propiedad que poseen ciertos metales, como el uranio y el radio, de emitir radiaciones que impresionan las placas fotográficas.

Propiedades químicas. — Los metales pueden combinarse entre sí para formar ligas o aleaciones; con los metaloides, para dar varios compuestos, como ser: óxidos, cloruros, fosfuros, carburos, hidruros, etc.

Todos los metales menos el oro, la plata y el platino se oxidan en el oxígeno o en el aire seco a una temperatura más o menos elevada. La rapidez de la oxidación depende del estado de división del metal.

El azufre no se combina con los metales a la temperatura ordinaria; la combinación se verifica a temperatura elevada con producción de luz y calor.

El cloro ataca casi todos los metales, aunque a diferentes temperaturas, dando cloruros. Ejemplo: Cl_3Fe .

El cobre mojado con ácido acético muy diluído se oxida rápidamente dando acetato de cobre; la hoja de acero de un cuchillo se oxida después de haber cortado una fruta ácida.

360. **Elementos de transición y semi-metales.** — No existe una demarcación precisa entre metales y metaloides. Según las circunstancias ciertos elementos actúan como electro-positivos o electro-negativos; es decir, que pueden dar cationes o aniones.

Los *semi-metales* más importantes son: el arsénico, el antimonio, el silicio, el germanio y el boro.

A estos elementos de transición, Werner los llamó semi-metales o elementos *anfóteros*. Así, por ejemplo, el arsénico que es metaloide, en algunos casos da aniones: $\text{AsO}_3 \equiv$ y $\text{AsO}_4 \equiv$, en otros casos se desempeña como metal, dando cationes: As^{+++} y As^{++++} ; una de sus variedades tiene brillo metálico.

Lo mismo el *carbono* funciona a veces como electro-positivo y en otros como electro-negativo; el grafito, una de sus variedades es la de ser buen conductor de la electricidad.

El *boro* no forma combinaciones gaseosas con el H, pero carece de brillo metálico.

El *silicio* tiene aspecto metálico, pero da compuestos gaseosos con el H.

Luego clasificaremos el boro y el silicio entre los metaloides.

El *romo*, el *manganeso*, dan óxidos ácidos, pero debido al brillo metálico de los mismos y a la virtud de no proporcionar combinaciones gaseosas con H se colocan entre los metales.

El *hidrógeno* se asemeja a los metaloides por sus propiedades físicas y a los metales por sus propiedades químicas.

361. **Estado natural de los metales.** — Unos cuantos metales se encuentran a veces nativos; es decir, no combinados con otros cuerpos; tales son: el cobre, la plata, el oro, el platino, el mercurio, el bismuto.

Por lo común los metales existen combinados con el oxígeno (óxidos); con el azufre (sulfuros); con el cloro (cloruros); con el arsénico (arseniuros) o formando sales oxigenadas como: los carbonatos, sulfatos, nitratos, fosfatos, silicatos, etc.

Se llaman *minerales* los compuestos que se utilizan para la extracción de los metales.

Los minerales van acompañados de muchas materias extrañas que forman la *ganga*; la mayor parte de ésta se separa en la *misma mina* y después el mineral se tritura; se lava, antes de someterse a las transformaciones químicas que tienen por objeto aislar el metal puro.

MINERALES

Sulfuros	{	de plomo	=	SPb (galena).
		de hierro	=	S ₂ Fe (pirita).
		de zinc	=	S Zn (blenda).
		de mercurio	=	SHg (cinabrio).
Oxidos	{	de plata	=	S Ag ₂ (argirosa).
		de cobre	=	Cu ₂ S (calcosita).
		hematita	=	Fe ₂ O ₃ .
Carbonatos ..	{	limonita	=	Fe ₂ O ₃ , 3H ₂ O.
		magnetita	=	Fe ₃ O ₄ .
Silicatos	{	calcita	=	CO ₃ Ca.
		malaquita	=	CO ₃ Cu, Cu (OH) ₂ .
		feldespato	=	Si ₃ O ₈ K Al.

ALEACIONES

362. Una aleación es la unión de dos o más metales por la acción del calor.

Aleación eutéctica. — Es la precipitación y la unión a temperatura constante (punto eutéctico) de varios metales que forman parte de una fase líquida.

Se incluyen también *entre las aleaciones* la unión de metales con ciertos metaloides; son sustancias que tienen el aspecto, propiedades y aplicaciones de los metales, tales como: el bronce fosforado, los caracteres de imprenta, los aceros.

Preparación. — 1º por *electrólisis*. Tomando como ánodo metales cuya aleación se pretende depositar en el cátodo; 2º por *fusión de los metales* (fig. 316); para obtener las aleaciones se funden en un crisol de tierra refractaria, los metales que se quieren ligar en proporciones determinadas, tratando de evitar toda oxidación, cubriendo la masa con polvo de carbón o de bórax. Si se trata de fundir piezas de gran tamaño como: cañones, estatuas, etc., se hace la fusión en hornos de reverbero.



Fig. 316. — Preparación de una aleación en un crisol.

Propiedades físicas y mecánicas. — Las aleaciones vienen a ser para la industria como nuevos metales, dotados de propiedades especiales, diferentes de las propiedades de los elementos que las constituyen.

Son más duras, en general, y más tenaces que los metales

constituyentes, pero muy a menudo menos *maleables* y menos *dúctiles*.

Punto de fusión de las aleaciones. — Salvo raras excepciones, las aleaciones son siempre más fusibles que el más fusible de los metales componentes.

Tenemos, por ejemplo, la *aleación de Darcet*, compuesta de ocho partes de bismuto, cinco partes de plomo y tres partes de estaño. Funde a 94,5°C.; mientras que el metal componente, más fusible, no funde sino a 228°C.

Fuera de algunas excepciones, la *conductibilidad* eléctrica de una aleación es inferior a la de los metales que lo componen. Razón del empleo de ciertas aleaciones, tales como el ferro-cromo, el ferro-níquel, el níquel-cromo, etc., para la fabricación de resistencias eléctricas.

La dilatación excesiva de las piezas puede ser un inconveniente grave en la maquinaria y otras aplicaciones de los metales; una aleación del 36 % de níquel y 64 % de hierro es indilatable, y se llama por esta razón metal "invar".

Propiedades químicas. — Las aleaciones resisten mejor a la acción del *aire* y de los *agentes químicos* que sus constituyentes: así, por ejemplo, los aceros especiales al cromo y al níquel son prácticamente inoxidables.

Las aleaciones no son puras disoluciones de un metal en otro; a menudo son *verdaderas combinaciones*, disueltas en un exceso de uno de los metales.

Cuando una aleación se enfría lentamente, la temperatura no decrece siempre de una manera regular; en ciertos momentos se separa en la masa de la aleación una combinación cuya solidificación desprende calor y mantiene por algún tiempo la temperatura estacionaria.

Este fenómeno conocido bajo el nombre de *licuación* se verifica cuando la aleación se vacía en un molde mal conductor.

ALEACIONES PRINCIPALES

Las aleaciones más comunes son:

Bronce común o latón	{	cobre	70 %
		zinc	30 "
Bronce de campana	{	estaño	20 "
		cobre	80 %
Bronce de aluminio	{	cobre	90 %
		aluminio	10 "

Caracteres de imprenta ..	{	plomo	55 %
		antimonio	25 "
		estaño	20 "
Monedas de oro	{	oro	90 %
		cobre	10 "
Monedas de níquel	{	níquel	25 %
		cobre	75 "
Medidas	{	plomo	10 %
		estaño	90 "
Soldadura de plomero ...	{	estaño	92 %
		plomo	8 "
Constatán	{	cobre	60 %
		níquel	40 "
Manganina	{	cobre	60 %
		manganeso	12 "
		níquel	4 "
Maillechort (alpaca)	{	cobre	50 %
		zinc	25 "
		níquel	25 "

Utilidad de las aleaciones. — Pocos metales tienen todas las propiedades requeridas en las aplicaciones industriales; muchos carecen de dureza, de maleabilidad o su punto de fusión es muy elevado y su empleo queda muy reducido.

Pero fundiendo juntos dos o varios metales, sus propiedades físicas y mecánicas quedan modificadas.

Así, por ejemplo, el *antimonio* que es duro, pero quebradizo unido al plomo que es blando, forma una aleación dura, resistente y muy flexible, necesarios para la fabricación de los caracteres de imprenta.

El *oro*, la *plata*, demasiado blandos, aún manteniendo su inalterabilidad, adquieren, en las piezas de monedas y en las alhajas la dureza suficiente, con la incorporación de una pequeña cantidad de cobre.

Las *aleaciones de bajo punto de fusión* sirven como *plomo de seguridad* en las instalaciones eléctricas. Las mismas se usan también como *obturadores de seguridad* en los rociadores automáticos y para mantener abiertas las puertas de escape en los casos de incendio; para las *calderas*, en caso de fallar la válvula de seguridad, lo que acontece con frecuencia cuando aumentando la presión excede al mismo tiempo la temperatura de un valor previamente establecido.

363. **Amalgama.** — Se da el nombre de amalgama a la unión de un metal con el mercurio; es líquida cuando hay exceso de mercurio, y sólida cuando hay exceso de metal. Las amalgamas más importantes son: de oro, estaño y bismuto.

364. **Acción del oxígeno, del aire, del agua y de los ácidos sobre los metales:**

a) **Acción del oxígeno.** — El oxígeno se combina directamente con todos los metales a una temperatura más o menos elevada, con excepción del oro, platino y plata. Este grupo de metales que no se oxidan al aire, se llaman *metales nobles*.

Los metales que se oxidan al aire, forman el grupo de los *metales comunes*.

Considerando el grado de oxidabilidad, podemos dividir este grupo en tres subgrupos:

1º *Metales muy oxidables* que forman óxidos muy solubles en el agua, dando sustancias básicas; son los metales llamados *alcalinos* (sodio, potasio, litio, cesio y rubidio).

2º *Metales oxidables* que forman óxidos insolubles, de aspecto terroso; con los *metales térreos* (aluminio y otros).

3º *Metales con propiedades comunes* a los dos sub-grupos anteriores. Son los metales llamados *alcalino-térreos* (calcio, stroncio, bario).

b) **Acción del aire.** — El aire seco oxida los metales alcalinos (K, Na) aun a la temperatura ordinaria.

El cobre no se oxida en el aire seco a la temperatura ordinaria, pero en el aire húmedo y en presencia del CO₂ que suele tener el aire, se recubre de una capa de carbonato básico llamado cardenillo. El Mg, Zn, Pb, Al, se recubren de una capa de óxido que preserva el metal de un ataque sucesivo.

Con el *hierro* no sucede así. Este metal se oxida rápidamente en el aire húmedo y el hidróxido de hierro formado, no constituye una capa bien adherente al metal, razón por la cual sigue oxidándose. Este fenómeno se debe a la porosidad del óxido formado.

c) **Acción del agua sobre los metales.** — El agua pura ataca en frío a los metales más electropositivos, a saber: los alcalinos y los alcalinos-terrosos a la temperatura ordinaria.

El magnesio necesita, por lo menos, 100°C.

El zinc y el hierro descomponen el agua al rojo oscuro.

El estaño y el plomo, al rojo vivo.

d) **Acción de los ácidos sobre los metales:**

• *Acido clorhídrico.* En frío: disuelve a los metales alcalinos, alcalino-térreos, zinc, cadmio y el hierro con producción de

hidrógeno. En caliente: disuelve el plomo, cobre y mercurio, dando hidrógeno.

• *Acido sulfúrico* diluido (actúa como ácido), en frío, ataca a los alcalinos, alcalino-térreos, zinc, magnesio, hierro, etc., con producción de hidrógeno. Concentrado (actúa como oxidante reduciéndose) y en caliente: ataca el mercurio, plata, cobre, con producción de anhídrido sulfuroso.

• *Acido nítrico* (actúa como oxidante reduciéndose), es el disolvente de los metales, menos el oro, el platino, con producción de gases nitrosos.

• *Agua regia.* Ataca a los metales nobles: oro y platino.

METALURGIA

365. **Definición.** — Llámase metalurgia * el arte de *extraer* y *elaborar* los metales.

Procedimientos generales de extracción. — La *metalurgia* es el conjunto de las operaciones que tiene por objeto separar el metal del mineral que lo contiene. Estas operaciones comprenden:

a) un *tratamiento mecánico*, a veces suficiente, en el caso de los metales al estado nativo.

b) un *tratamiento químico* indispensable cuando el metal existe al estado de combinación.

c) en ciertos casos la *afinación* destinada a purificar el metal obtenido.

A. **Tratamiento mecánico** (fig. 317). — El tratamiento mecánico consiste en eliminar la ganga del mineral por la trituration, la levigación, el lavado, etc. Son procedimientos que se efectúan en el mismo sitio de la explotación del mineral.

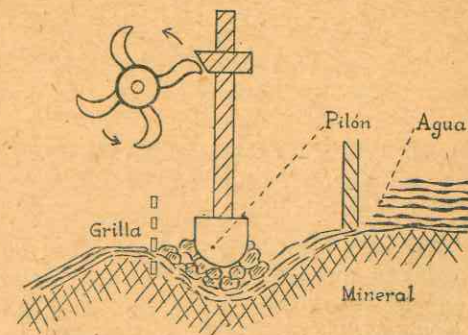


Fig. 317. - Tratamiento mecánico del mineral.

B. **Tratamiento químico.** — Es el procedimiento que consiste en separar el metal de sus combinaciones. Según la naturaleza del mineral, el tratamiento químico puede efectuarse de dos maneras: 1º por *vía seca*; 2º por la *electrometalurgia*.

Tratamiento por vía seca. — Este procedimiento consiste en someter a los minerales a la acción del calor:

El modo de calentar el mineral puede realizarse en hornos especiales, cuyos tipos principales son los de *galera*, de *cuba*, *reverbero* y *eléctricos*.

Estos hornos, por el calor elevado que han de soportar, están contruídos con materiales refráctarios. Entre los productos refractarios empleados podemos citar: la cal, la magnesia, el grafito, el gres.

Hornos de galera (fig. 318). — Se utilizan para calentar materiales que han de ser separados del combustible y de los productos de la combustión. Comprenden una cámara con bóveda, alrededor de la cual se disponen las retortas, crisoles, muflas que contienen los materiales que se someten a la acción del calor.

Hornos de cuba (fig. 319). — Son hornos de forma prismática o cónica. El hogar suele ser lateral, pero en otros el mineral se coloca en capas que a veces alterna con el combustible. Se carga el horno por la parte superior y se descarga por un orificio situado en la parte inferior de la base, región llamada cuba.

Hornos de reverbero (fig. 320). — Son hornos bajos, de superficie relativamente grande, llamada solera, utilizados para favorecer la acción del oxígeno del aire; el mineral se dispone en capa delgada sobre el fondo del

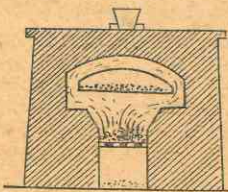


Fig. 318. - Horno de galera.

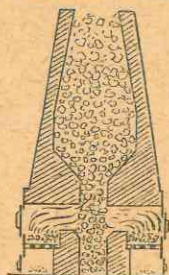


Fig. 319. - Horno de cuba.

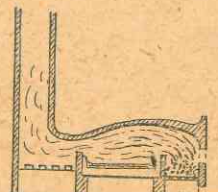


Fig. 320. - Horno de reverbero.

horno; las llamas son reverberadas, vale decir, reflejadas sobre la superficie del mineral. El hogar se halla a un costado separado del horno por un tabique incompleto.

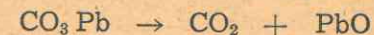
Hornos eléctricos. — Son hornos de cuba, de forma variada, en los cuales se aprovechan las altas temperaturas obtenidas por el arco voltaico, temperaturas que alcanzan de 3000°C. a 3500°C. Permiten la reducción de ciertos óxidos poco fusibles. Uno de los electrodos lo forman por lo general las paredes internas del horno, que en este caso son metálicas o de grafito. Para evitar electrolitos se hace necesario el empleo de la corriente alternada.

Operaciones empleadas en el procedimiento por vía seca. — Según el mineral, se emplean: la tostación, la calcinación, la reducción, la fusión.

a) *Tostación.* — Se realiza en el caso de tener sulfuros y arseniuros; el oxígeno del aire transforma el azufre y el arsénico en anhídrido sulfuroso y arsenioso; el metal queda al estado de óxido:



b) *Calcinación.* — Se lo emplea en el caso de tener carbonatos. Se desprende anhídrido carbónico; queda un óxido metálico:



c) *Reducción.* — Los óxidos se tratan por el carbono o el hidrógeno que los reducen a muy alta temperatura:



Los carbonatos se reducen asimismo directamente por el carbono:



d) *Fusión.* — Operación empleada cuando se trata de separar un metal de su ganga.

Los procedimientos anteriores se aplican solamente a los metales cuyos óxidos son fácilmente reductibles; pero si los óxidos son irreductibles, como los de aluminio y de magnesio, se tratan sus cloruros por el sodio y el potasio.

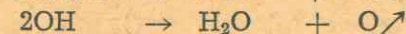
Aluminotermia. — Operación que consiste en reducir ciertos óxidos como el cromo, magnesio, por el aluminio:



Electro-metalurgia. — Comprende dos procedimientos: métodos electrolíticos y métodos electrotérmicos.

a) *Método electrolítico.* — El método electrolítico consiste en someter el mineral o algunos de sus compuestos industriales a la acción de la corriente eléctrica, hallándose previamente fundidos como para el Al, Ba, Na, o en solución acuosa como para el Cu y Ag, llamados electrolitos.

El sodio y el potasio, por ejemplo, se obtienen sometiendo a la electrolisis sus hidróxidos o sus sales previamente fundidos:



b) *Método electrotérmico.* — Método que consiste en someter una mezcla de óxido metálico y de carbón a la acción del horno eléctrico.

La mezcla entra en fusión y se obtiene el metal reducido.

Afinación. — Para afinar o purificar el metal que contiene carbono, se le agrega una nueva cantidad de óxido cuyo oxígeno se combina con el carbono.

Este método ha sido empleado por Moissan para la obtención del cromo, el manganeso, etc., puros.

366. Aplicaciones de los metales. — Son innumerables: se los emplea solos o mezclados entre sí en los múltiples usos de la vida: como en las construcciones, fabricación de vehículos, de toda clase de utensilios, obtención de aleaciones, etc., para la formación de compuestos químicos, tales como: sales, materias colorantes, etc.



THENARD, Luis Jacobo

Nació en Francia en el año 1777 y murió en 1857. Fué autor de un tratado de química teórica y práctica. Se especializó en el estudio y conocimiento del azul de ultramar; boro, preparación de K y Na.

que precede, y electronegativo con el que sigue. Se considera el hidrógeno como cuerpo intermediario entre los dos grupos.

Clasificación electroquímica de los elementos con respecto al hidrógeno (haciendo H = 0).

Potasio	+ 3.2	voltios	Hidrógeno ..	0
Sodio	+ 2.8	"	Cobre	— 0.34
Calcio	+ 2.7	"	Bismuto	— 0.39
Magnesio	+ 1.5	"	Mercurio ...	— 0.75
Aluminio	+ 1.3	"	Plata	— 0.80
Zinc	+ 0.8	"	Platino	— 0.86
Hierro	+ 0.34	"	Oro	— 1.08
Níquel	+ 0.23	"		
Estaño	+ 0.16	"		
Plomo	+ 0.15	"		

367. Clasificación de los metales. —

Los metales se clasifican según su valencia, como los metaloides.

Clasificación de Thénard. — Thénard fué el primero que dió una clasificación de los metales basada sobre principios químicos. Los agrupó en secciones considerando la acción del agua, del aire seco sobre los metales y del calor sobre los ácidos. Esta clasificación fué modificada más tarde por Regnault.

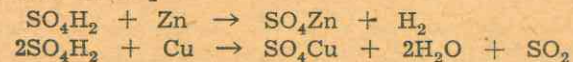
Clasificación de Berzelius. — Berzelius dividió los cuerpos simples en electro-negativos y electropositivos. El oro es el más electronegativo y el potasio el más electropositivo. En esta clasificación todo cuerpo es electropositivo con relación al

El conocimiento de esta serie electroquímica de los elementos metálicos es muy importante, porque nos permite interpretar las reacciones químicas en las que ellos intervienen. En esta escala cada metal es capaz por su tensión de polarización de desalojar a los demás que le siguen de sus combinaciones, y por el contrario, ser desalojado por los que le anteceden.

Ejemplo: introduciendo una barra de zinc en una solución de nitrato de plomo, se formará nitrato de zinc $(NO_3)_2 Zn$ y el plomo precipitará por ser menos electropositivo sobre la barra metálica formando arborescencia (árbol de Saturno).



El ácido sulfúrico actuando sobre ciertos metales, tales como zinc, hierro, etc., o sea con los electropositivos de la tabla, desprende hidrógeno, mientras que con los metales de tensión electronegativa (cobre, mercurio), el metal no queda desplazado del todo, y una molécula del ácido se reduce descomponiéndose en SO_2 .



Clasificación de los metales basada en la oxidación:

No se oxidan: los metales nobles o preciosos: oro, plata y platino. *Se oxidan* los demás metales:

- a) *Alcalinos:* Na, K, Li, Ce (Cesio), Ru (Rubidio); son muy oxidables y sus óxidos muy solubles; básicos, blandos, fusibles y monovalentes.
- b) *Térreo:* el aluminio, sus óxidos son insolubles, blancos y de aspecto térreo.
- c) *Tierras raras:* el cerio (Ce).
- d) *Alcalino-térreos:* Ca, Sr, Ba; sus óxidos son poco solubles en el agua. Sus soluciones forman sustancias básicas.
- e) *Metales de transición.* Mn, Cr, In; forman con el oxígeno óxidos y anhídridos.
- f) *Metales comunes:* Fe, Zn, Cu, Pb, etc.; presentan caracteres de dureza, maleabilidad, tenacidad, etc. Son suficientemente inalterables al aire como para poder emplearlos solo o en aleación.

EJERCICIOS

LOS METALES

1. Conociendo las fórmulas de diferentes óxidos de nitrógeno NO , N_2O_2 , NO_2 , N_2O_5 , deducir las leyes de proporciones múltiples.
2. Escribir las fórmulas de constitución del cloruro de calcio Cl_2Ca ;

del hidróxido de cobre $(HO)_2Cu$; del sulfuro de carbono S_2C ; del fósforo de hidrógeno PH_3 .

3. El pentacloruro de fósforo tiene por fórmula Cl_5P . Escribir su fórmula desarrollada, e indicar la valencia del fósforo en esta fórmula. Demostrar que es igual a la que tiene en el anhídrido fosfórico P_2O_5 .

4. Escribir las fórmulas de los cuerpos siguientes: óxido de zinc, óxido de carbono, óxido de aluminio, óxido de plata, tetracloruro de carbono.

5. Nombrar los óxidos siguientes que no son anhídridos: HgO y Hg_2O ; CuO y Cu_2O ; MnO (protóxido), Mn_2O_3 y Mn_3O_4 ; Na_2O y Na_2O_2 .

6. Escribir las fórmulas de los hidróxidos ferroso y férricos; sulfatos y cloruros que de ellos derivan.

7. El cloruro forma 4 oxácidos de fórmula $ClOH$, ClO_2H , ClO_3H y ClO_4H . El primero de estos ácidos se denomina ácido hipocloroso. ¿Cómo se denominarán los demás ácidos? ¿Cómo se denominan las sales que estos ácidos forman con el sodio? Escribir las fórmulas.

8. ¿Cómo se denomina los ácidos de los cuales se derivan las sales siguientes: hiposulfito de sodio, persulfato de potasio, permanganato de potasio, nitrito de amonio, hipobromito de sodio?

9. Denominar los cuerpos siguientes: SCu , P_2Ca_3 , CO_3HNa , CO_2HNH_4 , $(SO_4)_3Al_2$, Cl_2Cu , $ClCu$, SO_3Ca y NO_2Na .

PRINCIPALES PROPIEDADES FISICAS Y MECANICAS DE LOS METALES USUALES

METALES	Pesos atómicos	Densidades	Conductibilidad eléctrica en megahoms a 0°	Punto de fusión (en 0°)	Punto de ebullición (en 0°)	Tenacidad (en Kg. X mm. ²)	Clasificación por su	
							Maleabilidad	Ductilidad
Aluminio	Al = 27	2.6	0.4	658	18	18	Oro	Oro
Plata	Ag = 108	10.5	0.67 (19)	961	1955	28	Plata	Plata
Bismuto	Bi = 209	9.8	0.086	271	1506	—	Aluminio	Platino
Calcio	Ca = 40	1.55	0.21	809	1175	—	Cobre	Aluminio
Cromo	Cr = 52	6.7	0.38	1600	—	—	Estaño	Hierro
Cobre	Cu = 63.6	8.9	0.64 (29)	1083	2310	35 (29)	Platino	Cobre
Estaño	Sn = 118.7	7.3	0.08	232	2275	3.9	Plomo	Zinc
Hierro	Fe = 55.8	7.8	0.1	1530	2450	60 (19)	Zinc	Estaño
Magnesio	Mg = 24.3	1.7	0.23	651	1120	—	Hierro	Plomo
Mercurio	Hg = 200	13.6	0.011	— 39	357	—	Bismuto	Bismuto
Oro	Au = 197	19.3	0.45	1063	2200	16	—	—
Platino	Pt = 195	21.4	0.091	1771	—	31	—	—
Plomo	Pb = 207	11.3	0.05	327	1525	2.4	—	—
Potasio	K = 39.1	8.86	0.15	62	762	—	—	—
Sodio	Na = 23	0.97	0.23	97	883	—	—	—
Zinc	Zn = 65.4	7.1	0.17	419	906	—	—	—

(de la Química de Thian & Roche - 1935)

RESUMEN

I — METALES

Definición. — Cuerpos simples, combinándose con el oxígeno dan un óxido básico.

Número y clasificación { Se conocen alrededor de 60 metales diferentes. Los principales pueden ser repartidos en tres grupos:
1º *metales alcalinos y alcalino-terrosos:* K, Na, Ca.
2º *metales comunes:* Fe, Cu, Zn, Al, Pb, Sn, Ni.
3º *metales preciosos:* Au, Ag, Pt, Hg.

Propiedades físicas ... { 1º Sólidos (salvo el Hg), brillo metálico, blancos en su mayoría.
2º Buenos conductores del calor y de la electricidad (en especial Ag y Cu).
3º Densidad muy variable.
4º Fusibles a temperaturas más o menos elevadas.

Propiedades mecánicas { 1º *Maleabilidad:* los metales pueden ser reducidos a láminas.
2º *Ductilidad:* los metales pueden ser estirados en hilos.
3º *Tenacidad:* resistencia a la ruptura.
4º *Dureza:* resistencia a ser rayado.

Propiedades químicas .. { 1º Salvo el oro, la plata, el platino, todos los metales se oxidan al aire húmedo.
2º Los metales descomponen el agua a temperaturas más o menos elevadas, y aun en frío (K, Na, Ca).
3º Los ácidos atacan a casi todos los metales, dando sales.

Propiedades fisiológicas { 1º El níquel, el aluminio, y el estaño son inofensivos, lo mismo que sus sales.
2º Las sales de cobre, de zinc, y en particular la de plomo, son venenosas.

II — ALEACIONES

Definición. — Resultado de una mezcla o de la combinación de dos o varios metales por la acción del calor.

Las aleaciones de mercurio se llaman amalgamas.

Propiedades y aplicaciones { Propiedades a veces muy diferentes de las de los metales que entran en su formación.
Las propiedades de las aleaciones responden mejor a las necesidades de la industria que las de los metales puros.

III — METALURGIA

Los metales existen al estado nativo o bajo formas de compuestos. Los minerales comprenden: 1º, el mineral propiamente dicho: óxido, sulfuro o carbonato; 2º, la ganga o impureza.

Definición. — Metalurgia es la operación que consiste en separar el metal del mineral. Esta operación comprende:

Metalurgia ... { **Tratamiento mecánico** ... { 1º Selección.
2º Trituración.
3º Lavado.
Tratamiento químico { 1º **Oxidación.** — Los óxidos son reducidos por el C o CO y dan el metal.
2º **Tostación.** — Los sulfuros son tratados y transformados en óxidos que se reducen luego por C o CO.
3º **Calcinación.** — Los carbonatos son calcinados, transformados en óxidos que se reducen luego por C o CO.
Afinación { Tiene por objeto la purificación del metal.

CAPITULO XVII

HIERRO, COBALTO, NIQUEL, MANGANESO Y CROMO.

I — PARTE TEORICA



Sumario: 368. Hierro: Obtención. Propiedades. Usos. — 369. Metalurgia del hierro. — 370. Fundición. — 371. Hierro dulce. — 372. Propiedades. — 373. Aplicaciones. — 374. Aceros. — 375. Compuestos del hierro: ferrosos y férricos. — 376. Cobalto. — 377. Compuestos del cobalto. — 378. Níquel: Estado natural. Metalurgia. Propiedades. Aplicaciones. Compuestos. — 379. Manganeso: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 380. Compuestos del manganeso. — 381. Cromo; Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones.

Símbolo: Fe

Molécula: Fe

Valencia: Fe =, Fe ≡

HIERRO

Densidad: 7,8

Peso atómico: 55,85

Nº atómico: 26

368. Estado natural. — El hierro se halla raras veces en el estado natural (meteoritos), pero sus compuestos abundan: óxidos, sulfuros, carbonatos, fosfatos, silicatos. El hierro es un elemento accesorio de muchas rocas; se observa su presencia en los órganos de los vegetales y de los animales.

Minerales
de
hierro

- El óxido magnético (Fe₃O₄) (magnetita, óxido salino).
- El óxido férrico anhidro (Fe₂O₃): cristalizado (oligisto); fibroso (hematita roja) en masas amorfas terrosas (ocre).
- El óxido férrico hidratado (Fe₂O₃, 3H₂O) en masas amarillentas (limonita o hematita parda).
- El carbonato (CO₃Fe) (siderita, hierro espático).
- El sulfuro (S₂Fe) (pirita, marcasita).

369. Siderurgia o metalurgia del hierro. — Es el arte de extraer y trabajar el hierro.

Fundamento científico de la metalurgia. — La metalurgia del

hierro se basa en la extracción del hierro de sus óxidos por el método de la reducción mediante el CO.

En cuanto a los demás minerales son primeramente transformados en óxidos:

a) los sulfuros por tostación



b) los carbonatos por calcinación



Operaciones:

a) **Trituración del mineral** (fig. 321). — Se efectúa por medio de una máquina trituradora (de cilindros o de mandíbulas) después de lo cual se somete el mineral al lavado.

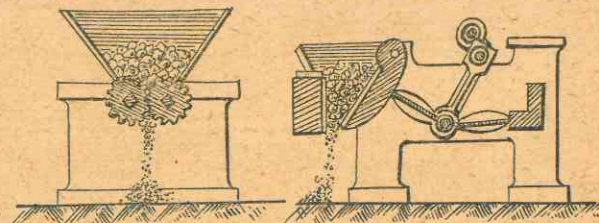


Fig. 321. - Trituración del mineral: I. Trituradora de cilindros II. Trituradora de mandíbulas.

b) **Separación de la ganga.** — Hay que separar luego la ganga que envuelve el mineral.

Se consigue por medio de una temperatura suficiente que transforma la ganga en silicato fusible.

La ganga puede ser calcárea o arcillosa.

Si la ganga es *arcillosa* se trata con carbonato de calcio (castina) que actúa como fundente. Si la ganga es *calcárea* se trata con arcilla (erbúa). En ambos casos se forma un silicato de calcio y aluminio (fusible).

Las reacciones se producen en los *altos hornos*. En estas condiciones, el hierro fundido y separado de su ganga, se combina con un poco de carbono y pasa al estado de fundición; una segunda operación se hace necesaria: la afinación de la fundición, que le quita su carbón y la transforma en hierro.

Altos hornos (fig. 322). — Un alto horno se compone de dos cuerpos cónicos reunidos por la base mayor. El cono superior llamado *cuba* termina en una abertura que lleva el nombre de *tragante* o cargadero; la parte más ancha de la cuba es el *vientre*. El cono inferior forma los *atalajes*; debajo hay una parte cilíndrica llamada *obra* en la cual desembocan las *toberas*; más abajo está el *crisol* cuya pared delantera está formada por una piedra refractaria: la *dama*. El alto horno está revestido interiormente de ladrillos refractarios; la altura total varía según la naturaleza

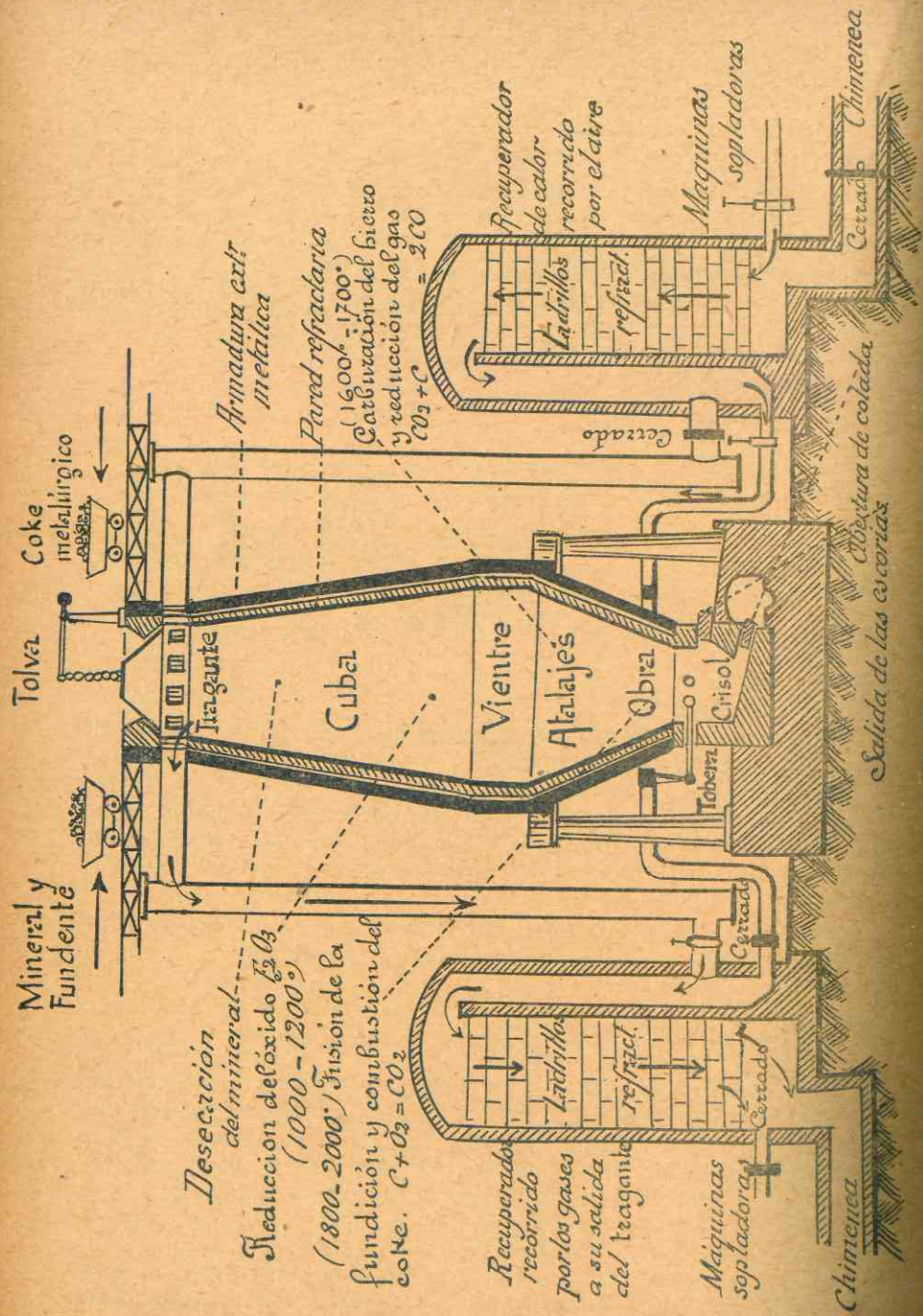


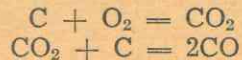
Fig. 322. - Alto horno.

del combustible empleado: 8 a 10 m. para el carbón vegetal, 15 a 20 m. para el coke y la antracita.

Funcionamiento (fig. 323). — Para comprender el funcionamiento del alto horno, hay que considerar la marcha ascendente de los gases y la marcha descendente de las materias sólidas:

1º **Marcha ascendente de los gases.** — Poderosas máquinas soplantes producen una corriente de aire caliente a 800°C. que llega por las toberas:

a) El oxígeno de dicho aire se une al carbón dando principalmente óxido de carbono CO:



el calor producido eleva la temperatura de la obra alrededor de 2000°C.

b) Al llegar a la parte superior de la cuba el CO reduce el mineral y se transforma en gas carbónico:



2º **Marcha descendente de las materias sólidas.** — El mineral, el fundente y el carbón (coke metalingico) son introducidos en el alto horno por el tragante en capas alternadas o mezcladas.

a) En la parte superior de la cuba, la temperatura no excede de 400°C. el mineral sufre una simple desecación.

b) La reducción empieza hacia la base de la cuba y se

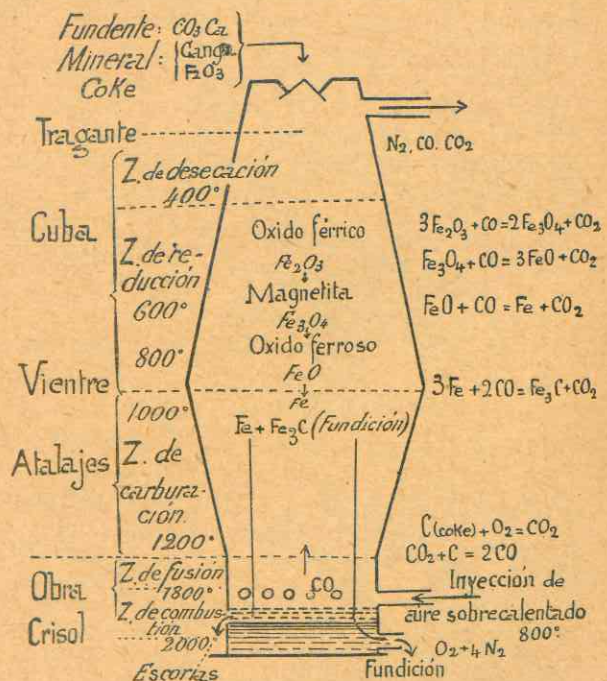


Fig. 323. - Funcionamiento del alto horno.

vuelve muy activa en la parte central llamada ventre, donde la temperatura alcanza cerca de 1000°C. El carbón y el óxido de

carbono convierten el óxido de hierro al estado de hierro finamente dividido.

c) El hierro libre baja en los *atalajes* donde encuentra carbón incandescente con el cual se combina dando la fundición (Fe_3C). Al mismo tiempo se forman las escorias.

d) La fundición y las escorias se funden en la *obra* donde la temperatura es de $1500^{\circ}C.$ a $2000^{\circ}C.$; luego cae en el *crisol*; las escorias más livianas sobrenadan; se las elimina por el agujero de salida o *piquera*.

Lleno el crisol, la fundición pasa por unos canales hechos con arena donde se solidifica en lingotes o bien es recibida en un recipiente de 20 a 40 toneladas y llevada al convertidor para ser transformada.

Utilización de los subproductos. — Los gases calientes que salen del tragante (CO, CO_2, H_2, N_2) no se pierden; siguen por anchos tubos laterales y van a dar a uno de los **recuperadores de calor** (ver fig. 322). Estos recuperadores son cámaras grandes de palastro, forrados en su interior de ladrillos refractarios y divididos en varios compartimentos por tabiques verticales (sistema de Witwell); el recuperador de Cowper está compuesto de haz de numerosos tubos rectilíneos en que se queman los gases.

Al mismo tiempo que los gases llega una corriente de aire atmosférico se produce una combustión, y la llama calienta los ladrillos; los residuos salen por la chimenea. Cuando las paredes de las cámaras están suficientemente calentadas, se cierran las comunicaciones con los gases del horno, los cuales van a dar al otro recuperador; se da paso al viento impelido por las máquinas soplantes; éste se calienta al pasar por las cámaras y está a la temperatura del rojo cuando llega a las toberas del horno.

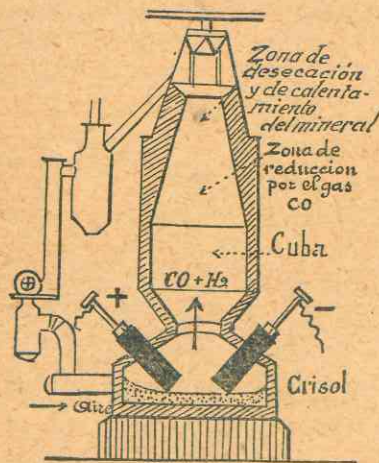


Fig. 324. - Alto horno eléctrico.

blanca el enfriamiento es rápido y el carbón está combinado con

el hierro en forma de carburo de hierro Fe_3C (cementita). La *fundición blanca* es frágil, de textura cristalina; su punto de fusión varía entre $1050^{\circ}C.$ y $1100^{\circ}C.$; es difícil de labrar.

Se la emplea en la preparación del acero y el hierro dulce. Asimismo, se preparan en el alto horno las llamadas *fundiciones especiales*: fundiciones manganesíferas o ferro-manganesas, que pueden contener hasta 20 % de Mn.; llevan el nombre de Spiegel, cuando tienen menos del 20 % de Mn.; las ferro-silicio, ferro-cromo, ferro-tungsteno y ferro-níquel. Estas fundiciones se emplean en la obtención de los aceros.

371. **Hierro dulce.** ($Fe + 0,15$ a $0,40$ % de C). — El hierro dulce se obtiene eliminando el carbono y el silicio de la fundición blanca. Esta afinación se efectúa en un horno de reverbero (horno de pudlear) —fig. 325—. Se calienta este horno al rojo blanco, y después se introduce la fundición mezclada con la cuarta parte de su peso de bataduras de hierro (laminillas de óxido de hierro que se desprenden cuando se golpea el metal candente); a menudo se agrega, asimismo, una cantidad determinada de escorias muy básicas para absorber el fósforo. El metal funde y el oxígeno de las bataduras convierte el carbón en CO que arde con llama azul. La masa se vuelve pastosa; el obrero la reúne en bolas que se sacan del horno y se golpean para desalojar las escorias.

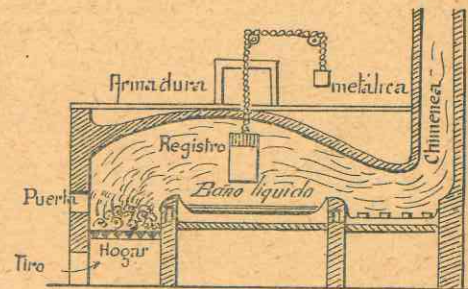


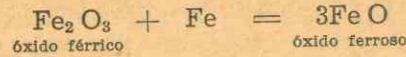
Fig. 325. - Horno de pudlear.

372. Propiedades del hierro:

Propiedades físicas del hierro. — El hierro es un metal blanco cuando es puro, y gris cuando es carburado; es dúctil y maleable; es el más tenaz de los metales usuales; su densidad es de 7,84. Se funde a los $1530^{\circ}C.$; se ablanda antes de fundirse, en cuyo estado puede adoptar todas las formas por la acción del martillo, y soldarse consigo mismo.

Es el más magnético de todos los cuerpos, y él mismo puede imantarse.

Propiedades químicas. — El hierro es inalterable al aire seco a la temperatura ordinaria; en el aire húmedo se transforma lentamente en herrumbre u óxido férrico hidratado ($Fe_2O_3 + 3H_2O$) Este óxido reacciona sobre el hierro y da un óxido ferroso:



este, en el aire, se convierte en óxido férrico:



y así sucesivamente hasta la destrucción completa del hierro.

Se impide la oxidación del hierro, cubriéndolo con una capa protectora de pintura (empleo del minio), de estaño (hojalata), de plomo (hierro emplomado), de zinc (hierro galvanizado) o de níquel (hierro niquelado).

Calentado al rojo blanco (1) el hierro arde en el oxígeno transformándose en óxido magnético (Fe₃O₄). Las laminillas que se desprenden cuando se golpea el hierro candente (batiduras de hierro) constan principalmente de FeO y Fe₂O₃.

El hierro descompone el agua al rojo con formación de Fe₃O₄ y desprendimiento de H.

Sin el C en el horno eléctrico el Fe forma un carburo cristalizado CFe₂, con el silicio da siliciuros SiFe y SiFe₂.

Los ácidos atacan fácilmente al hierro; con SO₄H₂ diluido da H₂ y SO₄Fe; con SO₄H₂ caliente y concentrado da SO₂.

Con el ClH da Cl₂Fe, y el H se desprende. El NO₃H monohidratado lo vuelve pasivo.

373. Aplicaciones. El hierro dulce laminado se transforma en

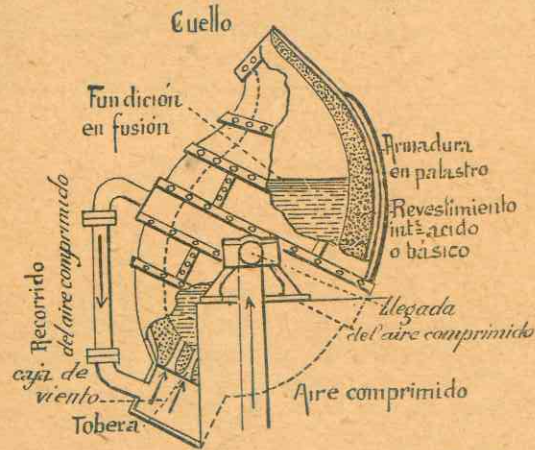


Fig. 326. - Convertidor Bessemer para la afinación de la fundición.

forja en barras y varillas de múltiples clases y tamaños.

374. Aceros. — El acero es hierro que contiene de 0.5 a

(1) Rojo incipiente: 700°C.; rojo oscuro: 800°C.; rojo cereza: 900°C.; rojo anaranjado: 1000°C.; rojo blanco: 1.300°C., y rojo deslumbrante: 1.500°C.

1.5 % de C y a veces cantidades variables de metales duros como el cromo, el manganeso, el níquel, el tungsteno, etc.

Se obtiene *descarburando* parcialmente la fundición o *carburando* el hierro dulce.

1º Acero obtenido descarburando la fundición:

a) *Procedimiento de Bessemer* (fig. 326). Se descarbura la fundición por medio del convertidor Bessemer, retorta grande de palastro espeso, forrado interiormente, de ladrillos refractarios.

El convertidor puede girar fácilmente alrededor de un eje horizontal y recibe por su parte inferior el viento de las máquinas sopladoras. La fundición recogida a su salida del alto horno se echa en el convertidor.

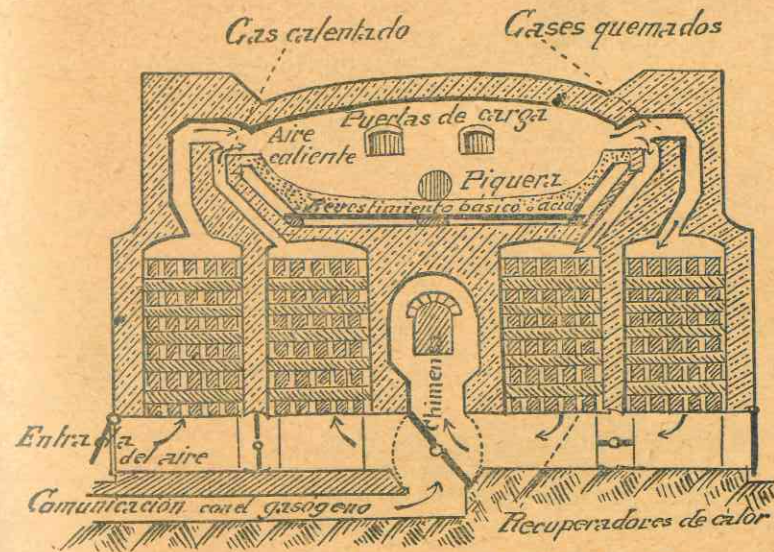


Fig. 327. - Horno Martin-Siemens para la obtención del acero.

La corriente de aire quema el silicio, el carbono, el azufre, el fósforo y eleva mucho la temperatura de la masa fundida. En diez minutos se descarburan completamente más de diez toneladas de hierro colado. Al metal descarburado e incandescente se agrega luego una cantidad determinada de fundición rica en manganeso (spiegeleisen), ferro-manganeso; esta fundición por su manganeso acaba de quitar al metal el Si que ha quedado, y suministra el C necesario para la constitución del acero.

b) *Procedimiento de Martin-Siemens* (fig. 327). — El acero Martin-Siemens se obtiene añadiendo a la fundición líquida cierta cantidad de hierro dulce y óxido férrico. Se calienta al rojo blanco con hornos de gas provistos de recuperadores. Debido al

oxígeno de hierro y a la temperatura (1500°C.) parte del carbono se oxida, y el resto se diluye en la masa del metal, dando el acero. El silicio y el fósforo quedan en la escoria que flota en la superficie.

Se lo emplea en el moldeado de las piezas de gran tamaño.

2º **Acero obtenido por carburación del hierro dulce (acero de cementación).** Fig. 328. — En unas cajas de ladrillos refractarios se calientan capas alternadas de hierro de buena calidad y de un cemento formado de carbón vegetal pulverizado, cenizas y sal marina. Las cajas colocadas en un horno se calientan durante 12 a

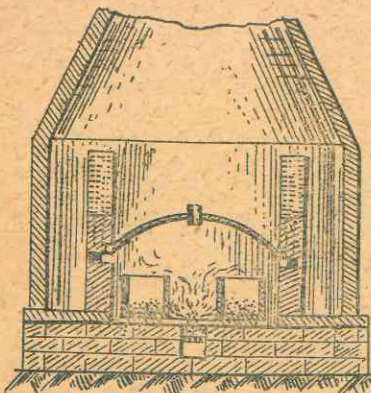


Fig. 328. - Obtención del acero de cementación.

15 días al rojo vivo. En este procedimiento la transformación del hierro en acero se verifica principalmente en la superficie; es preciso fundirlo después para obtener una masa homogénea.

Propiedades del acero. — El acero es blanco y grisáceo, y adquiere brillo por el pulimento. Funde a 1400°C. volviéndose muy flúido; es maleable en caliente y en frío. Es más flexible, más duro y más maleable que el Fe, pero menos dúctil. Es magnético, se imanta y puede conservar su imantación mientras que el hierro dulce

se imanta y desimanta instantáneamente.

El *temple* del acero se obtiene calentándolo a temperatura elevada y enfriado bruscamente por inmersión en agua o en aceite.

En muchos casos los aceros se someten a la operación del *recocido*, calentándolos a temperatura más o menos elevada. El acero recocido es menos duro y quebradizo que el acero templado.

Usos. — El acero se lo emplea en construcciones, puentes, máquinas industriales, buques, cañones, rieles de ferrocarril, etc. También en la fabricación de herramientas finas, armas, instrumental de cirugía, etc.

Aceros especiales. — El *acero al manganeso* puede contener de 2 a 21 % de Mn. Es muy duro y muy resistente; no necesita temple; no es magnético.

Se utiliza en la fabricación de herramientas, cañones, granadas, ejes de ruedas de coches, rieles, blindaje de barcos, palastro para calderas, etc.

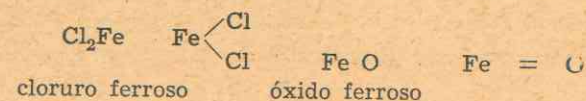
El *acero al cromo* contiene de 1 a 4 % de este metal, el cual comunica al acero tenacidad y dureza; el acero cromado se temple a muy alta

temperatura; se utiliza en la fabricación de herramientas, buriles para grabar, cepillos de carpintero, corazas de buques, en el arte de fortificaciones.

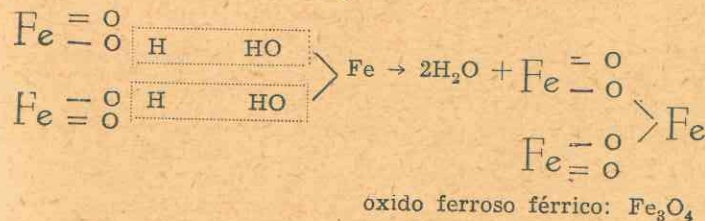
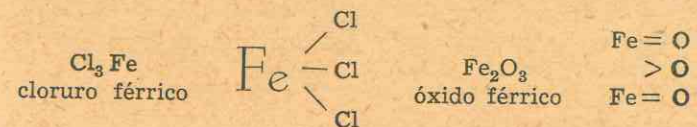
El *acero al níquel* y al *tungsteno* tienen propiedades análogas a los anteriores.

375. **Combinaciones del hierro.** — El hierro forma dos series de compuestos:

1º **ferrosos**, en los cuales un átomo de metal funciona como bivalente:



2º **férricos**, en los cuales un átomo de metal funciona como trivalente:



Oxidos de hierro

Oxido ferroso (Fe O). — Es un polvo negro, es inestable; puede prepararse por reducción del óxido férrico.

Hidróxido ferroso (Fe (OH)₂). — Es blanco verdoso, se oxida rápidamente al aire, dando hidróxido férrico.

Oxido férrico. Fe₂O₃ (sesquióxido) o colcótar. — Cristaliza en romboedros brillantes, llamado también **hierro oligisto**: en estado amorfo es la hematita roja; el óxido hidratado es amorfo y constituye la limonita (la hematita parda).

La hematita roja es empleada en pinturas ordinarias (ocre rojo).

Una mezcla de Fe₂O₃ y de aluminio en polvo (termita) es utilizada en aluminotermia (soldadura de Goldschmidt).

El **hidróxido férrico Fe (OH)₃.** — Es insoluble en el agua, muy soluble en los ácidos; calentado al rojo da óxido. La herrumbre está formada de hidróxido y de óxido férrico.

El **óxido magnético** (Fe_3O_4) magnetita u óxido salino de hierro. Constituye los imanes naturales, es el mejor de los minerales de hierro porque se encuentra generalmente muy puro. El Fe_3O_4 se produce cuando el Fe arde en el O y en la descomposición del H_2O por el Fe al rojo. Se considera a veces como una combinación de óxido ferroso y de óxido férrico FeO , Fe_2O_3 .

Sulfuro y cloruro de hierro

Sulfuro ferroso (S Fe). — Obtenido por la combinación directa del S y del Fe calentados al rojo. Sirve para preparar el SH_2 .

La pirita (S_2Fe) es dimorfa: cristalizada en el sistema cúbico, formando cristales amarillos (pirita marcial). La pirita blanca o marcasita cristaliza en el sistema ortorrómbico. Se altera al aire dando SO_4Fe . La tostación de la pirita da SO_2 y se usa en la preparación del SO_4H_2 .

El **cloruro férrico** (Cl_3Fe). — Resulta de la acción del Cl sobre el Fe calentado, es rojo oscuro. El cloruro férrico coagula la sangre y tiene aplicación en medicina.

Sulfatos y carbonato de hierro

Sulfato ferroso $\text{SO}_4\text{Fe} + 7\text{H}_2\text{O}$ (vitriolo verde, caparrosa verde). — Se obtiene por la acción del SO_4H_2 diluido sobre el Fe. Es soluble en el agua; cristaliza en prismas clinorrómbicos, de color verde esmeralda. Por el calor se deshidrata y se vuelve blanco.

El NO_3H y el Cl_2 lo transforman rápidamente en sulfato férrico $(\text{SO}_4)_3\text{Fe}_2$.

Aplicaciones: Se utiliza en la tintura, en la fabricación del azul de Prusia, de la tinta ordinaria; es empleado para combatir la clorosis de las viñas, para el dorado en porcelana debido a su poder reductor sobre las sales de hierro; es un buen desinfectante.

Sulfato férrico $(\text{SO}_4)_3\text{Fe}_2$. — Cristaliza difícilmente; la disolución tiene color anaranjado. El sulfato férrico da con los sulfatos alcalinos unas sales dobles que son alumbres: $(\text{SO}_4)_3\text{Fe}_2$, SO_4K_2 , $24\text{H}_2\text{O}$, forman con las materias orgánicas unos compuestos incorruptibles; por ello se emplea en la depuración de las aguas. Coagula la sangre, y se utiliza en los mataderos para transformar la sangre en abono para la agricultura.

Carbonato de hierro (CO_3Fe). — Existe al estado nativo. Cristalizado en romboedros: constituye la *siderosa* o *hierro espático*, excelente mineral de hierro. Se disuelve en el agua en presencia del CO_2 , transformándose en bicarbonato $(\text{CO}_3\text{H})_2\text{Fe}$ soluble; existe en las aguas ferruginosas.

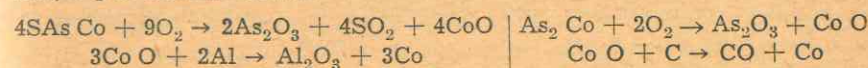
Símbolo: Co
Molécula: Co
Valencia: Co =

COBALTO

Densidad: 8,61
Peso atómico: 58,94
Nº atómico: 27

376. **Estado natural.** — Se encuentra en la naturaleza al estado de sulfo-arseniuro de cobalto SAsCo (cobaltina) y de arseniuro de cobalto As_2Co (esmaltina).

Preparación. — Se obtiene por tostación de sus minerales: cobaltina o esmaltina, que se convierten en CoO y luego éste se reduce por el carbón, o por aluminotermia:



Propiedades. — Es un metal de color blanco plateado, muy tenaz, duro y magnético; funde a 1478°C . Su densidad es de 8.61. No se oxida al aire seco, pero sí al aire húmedo; se oxida al rojo. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico lo atacan lentamente, el nítrico lo disuelve con facilidad si está diluido. El ferro-cobalto es duro y resistente como el ferro-níquel.

Compuestos del cobalto

377. **El óxido de cobalto** (CoO). — Es un polvo negruzco y se utiliza para colorear el vidrio (azul) y decorar la porcelana.

El Cloruro de cobalto ($\text{Cl}_2\text{Co} + 6\text{H}_2\text{O}$). — Se vuelve azul por la acción del calor; sirve en la preparación de una tinta simpática; si se escribe con su solución diluida, los caracteres no aparecen, pero si se calienta el papel se hacen legibles los caracteres con un azul intenso.

Los minerales de cobalto, fundidos con cuarzo y un carbonato alcalino dan una masa vítrea, de color azul intenso, de silicato de cobalto; estas sustancias se emplean con el nombre de esmalte en la decoración de los productos cerámicos.

El esmalte o azul celeste es un silicato de cobalto y de potasio de color azul.

El azul de cobalto o azul de Thénard se prepara con fosfato de cobalto y alúmina hidratada; es empleado en litografía y en pintura.

Símbolo: Ni
Molécula: Ni
Valencia: N =

NIQUEL

Densidad: 8,27
Peso atómico: 58,69
Nº atómico: 28

378. **Estado natural.** — Existe asociado al hierro en la mayor parte de los meteoritos.

Los principales minerales son: la niquelita (AsNi), la garnierita ($\text{Si}_4\text{O}_{13}[\text{Ni}, \text{Mg}]_2\text{H}_2\text{O}$), sulfuros, arseniuros, silicatos, sulfoarseniuros.

Metalurgia. — El mineral (sulfuro o arseniuro) se tuesta para eliminar el S o As en forma de SO_2 o As_2O_3 ; con esto queda Ni O y óxidos de otros metales; se disuelven éstos por el SO_4H_2 diluido y queda Ni O que a 300° se reduce con una mezcla de $\text{CO} + \text{H}_2$.



Propiedades. — El níquel es un metal blanco grisáceo, dúctil, maleable, tenaz y muy duro; es magnético. Su densidad es de 8,27 y se funde a unos 1452°C . No se oxida al aire a temperatura elevada. Reducido el óxido de níquel por el H se obtiene el Ni pulverulento muy empleado como sustancia catalítica. Los ácidos sulfúrico y clorhídrico lo disuelven. El Ni tratado por una corriente de CO, da el níquel carbonilo $\text{Ni}(\text{CO})_4$, que a los 200°C . se disocia en Ni y CO.

Aplicaciones. — El Ni con el acero en las proporciones de 3 a 30 % da los aceros de níquel, muy duros, elásticos, menos oxidables que el acero ordinario. La aleación del hierro y níquel es poco dilatada. El metal **invar** que contiene 36 % de Ni no es dilatado.

El Ni entra en la formación del **metal blanco** o plata alemana (Cu 50, Ni 25, Zn 25), del **constatan** (Ni, Cu) empleado en las resistencias eléctricas. Se emplea para fabricar monedas, utensilios culinarios, para proteger ciertos metales de la oxidación, principalmente el hierro y el latón. Se le cubre de una capa de níquel por electrólisis del sulfato doble de níquel y amonio $(\text{SO}_4)_2\text{Ni}(\text{NH}_4)_2$.

Símbolo: Mn		Densidad: 7,3
Molécula: Mn	MANGANESO	Peso atómico: 54,93
Valencia: Mn =		Nº atómico: 25

379. Estado natural. — No existe libre en la naturaleza. Sus principales minerales son: la pirolusita (MnO_2), la braunita (Mn_2O_3), la hausmanita (Mn_3O_4), algunos hidróxidos, un carbonato (CO_3Mn), fosfatos, silicatos, etc.

Preparación. — Se obtiene reduciendo el óxido rojo Mn_3O_4 por el aluminio en polvo:



Propiedades. — El Mn es un metal gris blanquecino, quebradizo. Su densidad es de 7,3.

Se funde a unos 1230°C .

Es inalterable al aire seco a la temperatura ordinaria; calentado arde en el O; se combina con incandescencia con el Cl, dando el Cl_2Mn . Descompone el agua a los 100°C .; los ácidos lo atacan.

Aplicaciones. — El Mn puro no tiene aplicación. Con el Fe da aleaciones ferromanganesas muy empleadas en las industrias.

Compuesto del manganeso

380. Bióxido o peróxido de manganeso MnO_2 (pirolusita). — Es un sólido negro. Es un oxidante. Por calcinación desprende O y se transforma en Mn_3O_4 . Con el ClH hay desprendimiento de cloro.

El MnO_2 se emplea para descolorar el vidrio (jabón de vidrieros), en la metalurgia de la fundición, del acero y otras aleaciones.

Sirve para preparar el Cl, Br, I, O, los compuestos del Mn en la fabricación de las pilas de Leclanché.

Símbolo: Cr		Densidad: 6,92
Molécula: Cr	CROMO	Peso atómico: 52,01
Valencia: Cr =		Nº atómico: 24

381. Estado natural. — No se encuentra al estado nativo. El mineral principal de cromo es el cromito de hierro $(\text{CrO}_2)_2\text{Fe}$ o hierro cromado. La crocoita o plomo rojo es un cromato de plomo CrO_4Pb .

Preparación. — El cromo se prepara reduciendo el óxido por el aluminio en polvo; la dificultad de su producción proviene de su afinidad para el C. y para el O.



Propiedades. — El cromo es un metal gris de acero, muy duro, quebradizo, que funde a los 1520°C . Su densidad es de 6,92. No se oxida al aire a la temperatura ordinaria. El Cr fundido arde con viveza en la llama del soplete, dando Cr_2O_3 . El ClH disuelve el Cr y el NO_3H lo vuelve pasivo, con la particularidad de presentar el fenómeno de las **pulsaciones**, o sea que lo ataca y desprende H a intervalos.

Aplicaciones. — Se usa adicionado con el hierro: ferro-cromo, fundiciones cromadas, obtenidas en el alto horno con el $(\text{CrO}_2)_2\text{Fe}$. El cromo aleado al cobre le comunica una resistencia mecánica doble. Se utiliza el bronce de cromo en la fabricación de alambres telegráficos y telefónicos. El **nicromo** es una aleación de Ni y Cr.

EJERCICIOS

HIERRO = Fe

1. Un mineral de hierro formado de óxido férrico y de ganga contiene 56 % de hierro puro. ¿Cuál es la proporción de ganga que acompaña al mineral?

2. Sabiendo que 3.200 kg. de mineral producen una tonelada de fundición con 4 % de carbono. Calcular la riqueza de este mineral: a) en hierro, b) en óxido férrico.

3. Se tuesta una tonelada de pirita que contiene 80 % de sulfuro de hierro; el óxido obtenido es reducido en un alto horno por la acción del óxido de carbono:

a) Representar las ecuaciones que traducen estas diferentes reacciones.

b) Calcular la masa de hierro obtenida, el volumen de aire necesario para la tostación de la pirita y la masa del óxido de carbono intervenido en la reacción.

4. Se hace pasar una corriente de óxido de carbono sobre 5 gr. de un mineral de sesquióxido de hierro Fe_2O_3 anhidro, calentado al rojo, en un tubo de porcelana. Terminada la reducción, se trata el residuo por el SO_4H_2 diluido. Se obtiene 1,12 l. de hidrógeno. Se pregunta ¿cuál es la cantidad de sesquióxido de hierro contenido en una tonelada del mineral?

5. ¿Cuál es la masa máxima de fundición al 4 % de carbono que es posible obtener con una tonelada de óxido magnético que contiene 12 % de ganga?

PREGUNTAS

Hierro, fundición, acero. Dar una idea de la metalurgia del hierro. Reducción de los ácidos metálicos. Altos hornos. Métodos empleados para la obtención del acero.

II — PARTE EXPERIMENTAL

Sumario: 382. Obtención del hierro. — 383. Combustión del hierro. — 384-385. Acción de los ácidos sulfúrico y clorhídrico. — 386-387. Acción de los reductores y de los oxidantes. — 388. Características de las sales de hierro. — 389. Caracterizar el ion férrico. — 390. Tinta simpática. — 391. Caracteres de las sales de cobalto. — 392. Niquelado por electrólisis. — 393. Caracteres de las sales de níquel. — 394. Obtención del cloruro de manganeso. — 395. Caracteres de las sales de manganeso. — 396. Alumbre de cromo. — 397. Características de las sales de cromo.

382. Obtención del hierro. — Practicar una cavidad en un trozo de carbón vegetal e introducir en ella un poco de óxido férrico con CO_3Na_2 y una gota de agua. Aplicar luego la llama reductora del soplete. El residuo contiene partículas magnéticas que son de hierro que podrán separarse por medio de un imán.

383. Combustión del hierro. — Mezclar dos partes de limaduras y una parte de ClO_3K seco y pulverizado; encender con el mechero en un ladrillo y se producirá entonces una luz muy brillante.

Arrojar, asimismo, limaduras esparcidas en la llama del mechero Bunsen y arderán con luz blanca brillante.

384. Acción del ácido sulfúrico. — Introducir en un tubo de ensayo un poco de limaduras de hierro; añadir SO_4H_2 diluido; el ácido atacará al hierro con formación de SO_4Fe y desprendimiento de hidrógeno.

385. Acción del ácido clorhídrico. — En un tubo de ensayo introducir un poco de limaduras de hierro y ClH ; después de la reacción el líquido tomará un color verde claro y el hierro habrá desaparecido. Filtrar y sobre el filtrado quedará un polvillo negro que es el carburo de hierro. Concentrar el líquido filtrado para que cristalice.

386. Acción de los reductores: Acción del magnesio. — Colocar en un tubo de ensayo una disolución de cloruro férrico (color pardo rojizo); añadir magnesio en polvo y calentar. El líquido tomará color verdoso; el

cloruro férrico (Cl_3Fe) se habrá convertido en cloruro ferroso (Cl_2Fe), debido a la descomposición del agua por el magnesio y desprendimiento de hidrógeno naciente.

387. **Acción de los oxidantes: Acción del cloro.** — Introducir en un tubo de ensayo una disolución de cloruro ferroso (de color verdoso); hacer burbujear cloro por la sal ferrosa; la solución no tardará en tomar un color pardo rojizo, por haberse transformado el cloruro ferroso en cloruro férrico.

388. **CARACTERES DE LAS SALES DE HIERRO**

Reactivos	Sales férricas	Sales ferrosas
Acido sulfhídrico	Precipitado amarillo de S.	Nada
Sulfhidrato de amonio	Precipitado negro de Fe S soluble en HCl	Precipitado negro de FeS soluble en ClH
Bases alcalinas	Precipitado rojo de Fe (OH) ₃	Precipitado verde de Fe (OH) ₂ que se enrojece en el aire
Carbonatos alcalinos ...	Precipitado rojo de Fe (OH) ₃	Precipitado verde de CO ₃ Fe
Ferrocianuro de potasio	Precipitado azul de azul de Prusia	Precipitado blanco que se pone azul en el aire
Ferricianuro de potasio	Precipitado caoba: rojo moreno	Precipitado azul intenso: azul de Turnbull
Sulfocianuro de amonio	Coloración roja sangre	Nada
Tanino	Precipitado negro de tinta	Nada

389. **Caracterizar el ion férrico por sulfocianuro de amonio.** — Tomar un tubo de ensayo. Echar un cristal de sal férrica. Llenar las 2/3 partes con agua y echar una gota de una solución de sulfocianuro de amonio. Aparecerá una intensa coloración roja sangre, característica de las sales férricas. Reacción muy sensible, puesto que se realiza en una solución muy diluída.

390. **Tinta simpática.** — Se mezcla la disolución de una sal de cobalto y de SO₄Fe. Escribir con la mezcla. Cuando la inscripción esté seca, calentarla. De idéntica manera escribir con una mezcla de disolución de IK y de una sal de cobalto.

391. **Características de las sales de cobalto**

Sulfhidrato de amonio . Precipitado negro de sulfuro de cobalto insoluble de HCl.
 Bases alcalinas Precipitado azul de Co (OH)₂.
 Amoníaco Precipitado azul de hidróxido, soluble en exceso.
 Carbonatos alcalinos . Precipitado violáceo de CO₃ Co.
 Nitrito de potasio Precipitado amarillo cristalino (en presencia del ácido acético).

392. **Niquelado por electrólisis.** — Emplear el sulfato doble de níquel y amonio. Generalmente las piezas se cobrean antes de niquelarse.

393. **Características de las sales de níquel**

Sulfhidrato de amonio Precipitado negro de SNi insoluble en ClH.
 Bases alcalinas " verde de Ni (OH)₂.
 Amoníaco " " soluble en exceso.
 Carbonatos alcalinos " " CO₃Ni.

394. **Obtención del cloruro de manganeso.** — Filtrar y evaporar a sequedad el residuo de la preparación del cloro por el ClH y el MnO₂. Luego calentar hasta el rojo para descomponer el cloruro de hierro que lo impurifica. La masa enfriada se trata por el agua que disuelve el cloruro de manganeso: filtrar, concentrar y abandonar a la cristalización.

395. **Características de las sales de manganeso**

Sulfhidrato de amonio. Precipitado amarillo-rosado de Mn S. soluble en ClH.
 Bases alcalinas Precipitado blanco de Mn (OH)₂ que se ennegrece en el aire.
 Carbonatos alcalinos .. Precipitado blanco de CO₃Mn que se oscurece en el aire.

396. **Alumbre de cromo.** — Disolver una parte de bicromato de potasio en 8 partes de agua y dos partes de SO₄H₂; dejar enfriar y agregar poco a poco y agitando una parte de alcohol ordinario, evitando la elevación de temperatura; abandonar a la cristalización.

397. **Características de las sales de cromo**

Sulfhidrato de amonio . Precipitado verde gelatinoso de Cr (OH)₃
 Bases alcalinas " " de Cr (OH)₃
 Carbonatos alcalinos ... " verde.
 Sales de plomo " amarillo.

RESUMEN

I. — METALURGIA DEL HIERRO

- | | | | |
|-----------------------------|---|---|--|
| Minerales de hierro | 1º Oxidos ... | { Oxido magnético. Fe_3O_4
Oxido férrico Fe_2O_3 (hierro oligisto, hematita roja, ocre rojo)
Sesquióxido de hierro hidratado:
$Fe_2O_3 + 3H_2O$ (limonita de hierro) | |
| | | | 2º Carbonato CO_3Fe (hierro espático o siderosa) |
| | | | 3º Sulfuro de hierro S_2Fe (pirita) |
| Metalurgia del hierro | 1º Tratamiento del mineral en vista de la producción de la fundición:
(hierro + 2 a 5 % de C, S, Si, P, Mn) | | |
| | 2º Transformación de la fundición en hierro dulce (hierro + 0.15 a 0.40 % de C); en acero (hierro + 0,5 a 1,5 % de C) | | |

II — PRODUCCION DE LA FUNDICION

- | | | | | |
|---------------------------------------|--|--|---|-------------------------|
| Principio | Operación preliminar | 1º Tratamiento mecánico del mineral | | |
| | | 2º Transformación de los minerales no oxidados en óxidos. <table border="0" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr> <td>{</td> <td>Por tostación (pirita).</td> </tr> <tr> <td>{</td> <td>Por calcinación (carbonatos).</td> </tr> </table> | { | Por tostación (pirita). |
| { | Por tostación (pirita). | | | |
| { | Por calcinación (carbonatos). | | | |
| Tratamiento de los minerales oxidados | 1º Los óxidos son reducidos por el carbono y el óxido de carbono que ponen al hierro en libertad:
$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO \nearrow$
$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2 \nearrow$ | | | |
| | 2º El hierro es separado de la ganga por la adición de un fundente (fundente + ganga = escorias), pero se transforma en fundición. Estas operaciones se efectúan en los altos hornos | | | |

	Temperaturas	Zonas
Diversas partes ..	1. El tragante 400°C.	de reducción del Fe_2O_3
	2. La cuba 1000°C. - 1200°C.	de desecación
	3. Los atalajes 1600°C. - 1700°C.	de reducción del FeO
	4. La obra 1800°C. - 2000°C.	de carburación
	5. El crisol	

- | | | |
|------------|----------------|---|
| Alto horno | Funcionamiento | Por las toberas que se encuentran alrededor de la obra se inyecta aire sobrecalentado. El coque arde formando CO_2 que es reducido a CO por las capas superiores de carbón. El CO es el agente reductor que en la cuba va a reducir el mineral. |
| | | Reducción del Fe_2O_3: En la parte superior de la cuba el CO reduce el óxido férrico a óxido ferroso:
$Fe_2O_3 + CO \rightarrow CO_2 + 2FeO$ |
| | | Reducción del FeO: En la parte superior de la cuba el óxido ferroso es reducido a hierro:
$2FeO + 2CO \rightarrow 2CO_2 + 2Fe$ |
| | | Carburación: El Fe despojado de O desciende a los atalajes, donde se combina parcialmente con el C formando la cementita, Fe_3C , constituyendo el producto total la fundición. |
| | | Fusión: Al llegar a la obra, la cementita funde y cae en el crisol, separándose de las escorias que flotan. La fundición y las escorias salen por aberturas laterales. |

III — PREPARACION DEL HIERRO DULCE (Fe + 0.15 a 0.40 % de C)

- | | |
|--|---|
| El hierro es obtenido por la afinación de la fundición | La afinación se efectúa en un horno de pudleaje. Las impurezas de la fundición son oxidadas: |
| | 1º por el O de una corriente de aire;
2º por el O de los óxidos de hierro, agregados a la fundición en fusión. |

IV — FABRICACION DEL ACERO (Fe + 0.5 a 1,5 % de C)

- | | | | | |
|------------------------------------|---|---|---|---|
| Procedimiento de cementación | El acero de cementación es obtenido por carburación del hierro dulce por medio de un cemento a base de carbón. | | | |
| | Por fusión da luego el acero fundido, o acero de crisol de calidad superior. | | | |
| Procedimiento Thomas | Utiliza un convertidor, revestido interiormente de dolomita (revestimiento básico). | | | |
| | Fases de la fabricación .. <table border="0" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr> <td>{</td> <td>1º Afinación de la fundición por una corriente de aire.</td> </tr> <tr> <td>{</td> <td>2º Carburación del hierro obtenido por medio de una fundición manganesífera</td> </tr> </table> | { | 1º Afinación de la fundición por una corriente de aire. | { |
| { | 1º Afinación de la fundición por una corriente de aire. | | | |
| { | 2º Carburación del hierro obtenido por medio de una fundición manganesífera | | | |

Procedimiento Bessemer .. {
 Procedimiento idéntico al de Thomas, únicamente que:
 1º El revestimiento del convertidor es silíceo (o ácido) y no se agrega cal.
 2º Las fundiciones tratadas deben estar exentas de fósforo.

Procedimiento Martín {
 Fusión de una mezcla de fundición de hierros viejos, y de óxido de hierro.
 Actúa en un horno calentado al gas provisto de recuperadores (Horno Martín-Siemens).

V — PROPIEDADES QUÍMICAS DE LAS FUNDICIONES DEL HIERRO Y DE LOS ACEROS

Acción del oxígeno sobre el hierro ... {
 1º El hierro arde en el oxígeno dando Fe_3O_4 .
 2º Es inalterable al aire seco y se transforma en herrumbre al aire húmedo.
 3º Descompone el agua al rojo, dando Fe_3O_4 .

El hierro se combina con otros metaloides (Cl, S, etc.)
 Descompone los ácidos diluïdos (ClH, SO_4H_2 , NO_3H).

VI — PROPIEDADES Y USOS DE LAS FUNDICIONES

Clases de fundiciones {
 1º Fundición blanca (o de afinación), quebradiza, no se deja labrar.
 2º Fundición gris (o de moldeado), no se deja limar, vaciar, torneear.
 3º Fundiciones especiales.

Usos {
 1º Fabricación del hierro y del acero.
 2º Moldeado (columnas, estufas, ruedas, volantes, cañerías de agua).

VII — PROPIEDADES Y USOS DEL HIERRO

Propiedades físicas y mecánicas {
 1º Metal blanco, grisáceo, dúctil, maleable, tenaz; densidad = 7.8.
 2º Funde hacia $1500^\circ C$.; se suelda a sí mismo al rojo blanco.
 3º Atraído por el imán y se imanta él mismo.

Usos {
 1º Fabricación de clavos, hilos y tubos de hierro.
 2º Fabricación de hojalatas, palastro.
 3º Construcción de electroimanes (hierro dulce).

VIII — PROPIEDADES Y USOS DE LOS ACEROS

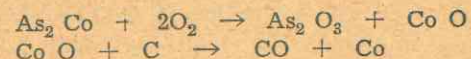
Propiedades físicas y mecánicas {
 1º Son muy variables, según la proporción del carbono (de 0,05 % a 1,5 %).
 2º Los aceros son metales dotados de brillo, de textura granular, dúctiles, maleables, tenaces, más duros que el hierro.
 3º Funden entre $1350^\circ C$. y $1400^\circ C$.

Diferencia entre el hierro y acero .. {
 1º El acero adquiere por el temple una dureza proporcionada a la temperatura a la cual ha sido sometida y a la rapidez del enfriamiento.
 2º El acero conserva su imantación.

IX — COBALTO: Co = 59

Estado natural. — Existe al estado de sulfoarseniuro de cobalto (SAsCo) cobaltina; y de arseniuro de cobalto (As_2Co) esmaltina.

Metalurgia. — Los minerales son transformados en óxido por la tostación y luego éstos son reducidos por el C:



Propiedades físicas {
 1º Metal blanco plateado, muy tenaz, duro y magnético.
 2º Funde a $1478^\circ C$.
 3º Densidad: 8.6.

Propiedades químicas .. {
 1º No se oxida al aire seco, pero sí al aire húmedo.
 2º Se oxida al rojo.
 3º Los ácidos ClH y SO_4H_2 lo atacan lentamente.
 4º El NO_3H lo disuelve fácilmente.

Usos. — Se utilizan sus compuestos.

X — NIQUEL Ni = 59

Estado natural. — Los principales minerales son la niquelita (As Ni); la garnierita ($SiO_3 [Ni, Mg]_2 2H_2O$), sulfuros, arseniuros.

Metalurgia. — Los minerales son transformados en óxidos por la tostación. Se obtiene Ni O y óxidos de otros metales. Estos se disuelven por el SO_4H_2 diluïdo. Queda el Ni O que se somete a la reducción con una mezcla de $CO + H_2$.



Propiedades físicas { 1º Metal blanco, grisáceo, dúctil, maleable, tenaz, muy duro, su densidad es de 8,27.
2º Se funde a 1432°C.

Propiedades químicas ... { 1º No se oxida al aire a temperatura elevada.
2º El Ni pulverizado es una sustancia catalítica.
3º Los ácidos SO₄H₂, ClH lo disuelven.

Usos { 1º Con el acero da los aceros de níquel: duros, elásticos.
2º Entra en la aleación del metal blanco o plata alemana (Cu, Ni, Zn).
3º Fabricar monedas.
4º Preservar metales contra la oxidación.

XI — MANGANESO: Mn = 55

Estado natural { No existe libre.
Sus principales minerales son: la pirolusita (MnO₂), la braunita (Mn₂O₃), la hausmanita (Mn₃O₄), la rodocrosita (Co₃Mn).

Metalurgia ... { Se obtiene por reducción del óxido rojo Mn₃O₄ por el Al:
 $3\text{Mn}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} \rightarrow 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Mn}$

Propiedades físicas { Es un metal gris blanquecino y quebradizo.
Su densidad es de 7,3. Funde a 1230°C.

Propiedades químicas { 1º Es inalterable al aire seco. Calentado arde en el O.
2º Se combina con incandescencia con el Cl.
3º Descompone el agua a los 100°C.
4º Los ácidos lo atacan.

Estado natural { 1º El Mn puro no tiene aplicación.
2º Con el fe da aleaciones ferro-manganesíferas.

XII — CROMO: Cr = 52,5

Estado natural { 1º No existe libre.
2º Sus principales minerales son: el cromito de hierro (Cr O₂)₂Fe, la crocoita (Cr O₄ Pb).

Metalurgia ... { Se obtiene por la reducción de su óxido por el aluminio:
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$.

Propiedades físicas { 1º Es un metal gris acero, duro, quebradizo. Su densidad es de 6,92.
2º Funde a 1520°C.

Propiedades químicas ... { 1º No se oxida al aire libre.
2º El Cr fundido arde con viveza en la llama del soplete.
3º El ClH lo disuelve. El NO₃H lo vuelve pasivo.

Usos { 1º Con el hierro da el ferro-cromo.
2º El bronce de cromo se usa en la fabricación de alambres telegráficos y telefónicos.

CAPITULO XVIII

PLOMO, ESTAÑO, PLATINO, ANTIMONIO Y BISMUTO

I — PARTE TEORICA



Sumario: 398. **Plomo:** Estado natural. **Extracción.** **Propiedades.** **Aplicaciones.** — 399. Combinaciones del plomo. — 400. **Estaño:** Estado natural. **Preparación.** **Propiedades.** **Aplicaciones.** — 401. **Platino:** Estado natural. **Extracción.** **Propiedades.** **Aplicaciones.** — 402. **Antimonio:** Estado natural. **Preparación.** **Propiedades.** **Aplicaciones.** — 403. **Bismuto:** Estado natural. **Propiedades.** **Aplicaciones.** — 404. Compuestos de bismuto.

Símbolo: Pb		Densidad: 11,35
Molécula: Pb	PLOMO	Peso atómico: 207,2
Valencia: Pb =		Nº atómico: 82

398. **Estado natural.** — Los principales minerales de plomo son: la *galena* (sulfuro de plomo) SPb; la *cerusita* (carbonato de plomo) CO₃Pb; la *anglesita* (sulfato de plomo), *arseniatos*, *fosfatos*.

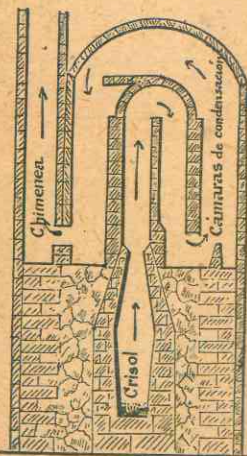
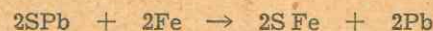


Fig. 329. — Horno de cuba para la reducción del mineral de plomo por el hierro.

El PbO y el SO₄Pb reaccionado a su vez con el PbS, dan plomo libre y SO₂:

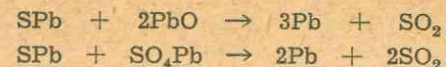
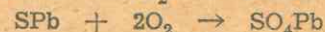
Extracción. — El plomo se extrae generalmente de la galena. Existen dos procedimientos de extracción:

1º por **reducción** (fig. 329). — Se calienta la galena con el hierro; se forma sulfuro de hierro y plomo libre:



2º por **reacción** (fig. 330). — Se emplea para minerales ricos y poco silíceos.

La galena tostada al aire se transforma en óxido y sulfato de plomo y el SO₂ se desprende:



Refinación del plomo. — Se están ya aplicando ahora a la refinación del plomo métodos electrolíticos, usándose un baño de fluosilicato de plomo que contiene algo de ácido hidrofluosilícico libre.

Propiedades físicas. — El plomo es un metal gris azulado; es tan blando que se raya con la uña. Su densidad es de 11,35; funde a 335°C. y cristaliza en octaedros. Es maleable y el menos tenaz de todos los metales. Deja en el papel una mancha gris.

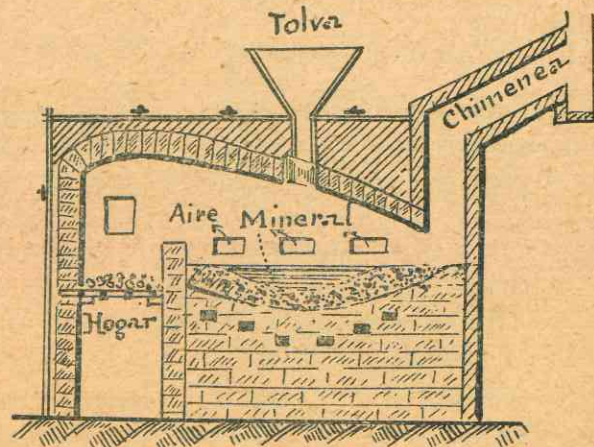


Fig. 330. — Obtención del plomo por tostación y reacción del mineral.

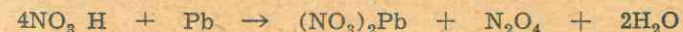
Propiedades químicas. — Al aire se cubre de una capa ligera de óxido Pb₂O que protege el resto del metal; el plomo fundido sometido a la acción del aire se transforma en PbO (litargirio).

En presencia del agua de lluvia y del CO₂ del aire, el plomo se altera cubriéndose con una capa de carbonato hidratado; esta sal se disuelve poco a poco en el agua comunicándole propiedades tóxicas.

Por tal razón no deben usarse en la alimentación las aguas de lluvia que caen en tejados cubiertos de láminas de plomo.

El SO₄H₂ diluido no disuelve el plomo; el ácido concentrado y caliente da SO₄Pb. El HCl concentrado ataca al plomo.

El NO₃H lo disuelve en frío dando (NO₃)₂Pb y vapores rutilantes:



Acción tóxica del plomo y de sus sales. — Las sales de plomo son venenosas; los obreros que manejan el metal y sus compuestos están expuestos al saturnismo (cólicos de plomo). Como antídotos se recomiendan la leche o el SO₄Mg.

Aplicaciones. — El plomo reducido a láminas se emplea en la construcción de las cámaras de preparación del SO₄H₂, para forrar depósitos

de agua, cubrir tejados, fabricar canales para la lluvia, construir acumuladores eléctricos, fabricar el cristal, etc.

Combinaciones del plomo

399. **Subóxido de plomo** (Pb₂O). — Constituye la capa que se forma en la superficie del plomo abandonado al aire.

El **protóxido de plomo** (PbO). — Se obtiene calentando el metal al aire; cuando el óxido ha sido fundido lleva el nombre de **litargirio** (cristalizado), en el caso contrario es el **masicot** (amorfo).

Es un cuerpo amarillo, poco soluble en el agua, soluble en los ácidos diluïdos, con los cuales forma numerosas sales. Ataca los silicatos con formación de silicato de plomo.

Es **empleado** en la fabricación del **minio**, del cristal y de ciertos colores amarillos; también sirve para hacer secante el aceite de linaza.

Oxido salino (minio) Pb₃O₄. — Se obtiene calentando el masicot a 300°C. Este absorbe el O y se transforma en **minio**:



Es un polvo anaranjado, insoluble en el agua.

Se emplea en pintura para cubrir las obras y construcciones de hierro, en la industria de los papeles pintados, para colorear el lacre, en la fabricación del cristal, del flint, del estrás, a los que comunica gran poder refrigerante; se emplea asimismo en el teñido del lacre y barnizado de ciertos objetos de cerámica.

Carbonato de plomo (CO₃Pb). — Se obtiene tratando una sal de plomo por un carbonato alcalino.

Propiedades. — Es un cuerpo blanco, insoluble en el agua. En calor se descompone en una mezcla de minio (minio anaranjado); es soluble con efervescencia en los ácidos.

Albayalde (cerusa blanca o de plomo). — Es un carbonato básico de composición variable: 2CO₃Pb, Pb(OH)₂.

El **albayalde** se prepara por dos métodos principales: el método holandés y el método francés (de Clicny).

1º **Procedimiento holandés** (fig. 331). — Se introducen láminas de

plomo arrolladas en vasos cónicos, cuyo fondo contiene un poco de vinagre; los vasos se ordenan en varias filas y columnas sobre capas de estiércol (o residuos de casca de las tenerías). El estiércol fermenta y el calor que se desprende hace volatilizar el ácido acético del vinagre que ataca el plomo con formación de acetato; el CO₂ que proviene de la fermentación provoca la formación de la **cerusa**.

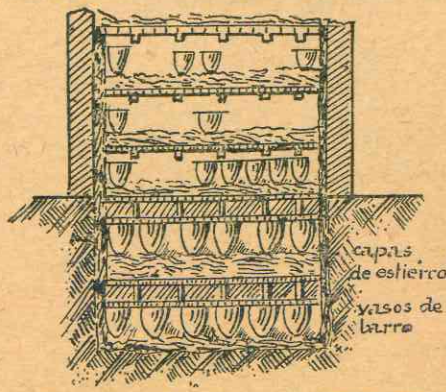


Fig. 331. - Procedimiento holandés para la obtención del albayalde (blanco de cerusa).

2º **Procedimiento francés.** —

Consiste en dirigir una corriente de



CO₂ en una disolución de acetato tribásico de plomo. Precipita el carbonato básico de plomo (cerusa) y queda acetato neutro, que se convierte otra vez en acetato tribásico por la adición del litargio.

Aplicaciones. — El albayalde se emplea en pintura; forma con el aceite un color blanco que se esparce fácilmente con el pincel y cubre bien las superficies en que se aplica; pero con frecuencia es reemplazado por el SZn, debido a que ofrece el inconveniente de ennegrecerse con emanaciones sulfhídricas.

Símbolo: Sn
Molécula: Sn
Valencia: 2 y 4

ESTAÑO

Densidad: 7,29
Peso atómico: 118,7
Nº atómico: 50

400. **Estado natural.** — El principal mineral de estaño es la casiterita (SnO₂).

Preparación (fig. 332). — Se obtiene reduciendo por el carbón y el CO la casiterita en hornos llamados de manga:

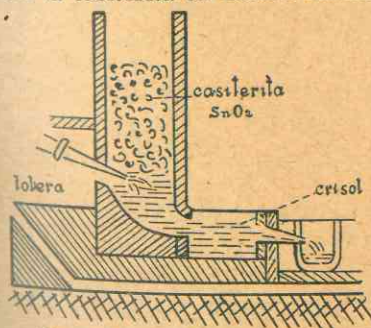


Fig. 332. - Metalurgia del estaño.



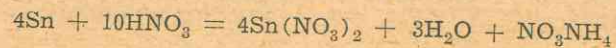
El metal fundido se recibe en unos recipientes.

Propiedades físicas. — Es un metal blanco, muy maleable, se puede reducir a hojas de $\frac{1}{500}$ de milímetro de espesor (papel de estaño); es poco dúctil. Su densidad es de 7,29; funde a 228°C.; por enfriamiento cristaliza. Por el frote produce un ruido especial llamado "grito"

de estaño", originado por la ruptura de los cristales y despide al mismo tiempo un olor desagradable.

Propiedades químicas. — Se oxida al aire a la temperatura ordinaria; arde a temperatura elevada dando óxido (SnO_2). Sucede a veces que los objetos que contienen estaño (tubos, estatuas, etc.) se disgregan a causa de una transformación producida en el metal, el cual se reduce a polvo gris (enfermedad del estaño denominada "peste del estaño").

El ClH y el SO_4H_2 disuelven el estaño dando Cl_2Sn y SO_4Sn respectivamente. El NO_3H diluido produce nitrato estannoso y un poco de nitrato estánnico básico; con ácido nítrico de concentración moderada se desprenden vapores copiosos, y separa un precipitado blanco voluminoso de un óxido hidratado, ácido metaestánnico H_2SnO_3 .



Los álcalis hirviendo forman estannatos:

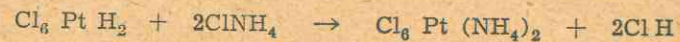


Aplicaciones. — El estaño se emplea en gran cantidad para cubrir el hierro. Con el hierro estañado (hojalata) se fabrican latas y recipientes de varias clases. Sirve para soldar metales. El Sn aleado con el Hg sirve para azogar los vidrios (espejos). Entra en varias aleaciones de bronce (Cu, Sn), caracteres de imprenta (Pb, Sb, Sn), cojinetes.

Símbolo: Pt		Densidad: 21,45
Molécula: Pt	PLATINO	Peso atómico: 195,23
Valencia: Pt ≡		Nº atómico: 78

401. **Estado natural.** — El platino existe nativo en las arenas platiníferas; estas arenas contienen también oro, óxidos de hierro, compuestos del paladio, del iridio, del rodio, del osmio y del rutenio. Existe un compuesto natural de Pt, el arseniuro As_2Pt .

Extracción. — Las arenas se enriquecen por el lavado; el oro se quita por amalgamiento o con agua regia débil. Se trata después el mineral con agua regia fuerte que disuelve el platino, el paladio y apenas los demás metales. El cloruro de platino se trata por el cloruro de amonio. Se forma cloroplatinado de amonio, que por la calcinación da el musgo de platino:



Propiedades. — El platino es un metal blanco menos brillante que la plata; es dúctil y maleable; su densidad es de 21,45; funde a 1755°C . El Pt fundido puede absorber mucho O. Es muy poroso; calentado al rojo y metido en una mezcla de gases inflamables (vapores de éter, de alcohol, gas de alumbrado) el metal queda incandescente (lámpara sin llama. (Ver

parte experimental, pág. 411). El musgo de platino posee esta propiedad en muy alto grado.

El negro de platino se obtiene calentando la disolución de cloruro de platino con KOH y cuerpos reductores, tales como el azúcar, alcohol, ácido fórmico.

El platino es inoxidable al aire. El agua regia lo disuelve. El Cl, el Br, el F, lo atacan. El Pt se combina con P, S, As, B, Si. El Pt se combina fácilmente con el Pb, el Zn. La potasa cáustica lo ataca un poco, formando platinatos.

Aplicaciones. — Se emplea para la fabricación de crisoles, cápsulas, tubos, retortas, electrodos, láminas, en los laboratorios.

El amianto platinado se usa como catalizador en la fabricación de SO_3 . Ciertas aleaciones de platino y oro con adición de plata o paladio sirven para la confección de dentaduras artificiales.

Las aleaciones de platino y plata en la proporción de 18 a 35 % de platino dan aleaciones blancas empleadas en joyería.

La aleación de platino, cobre y plata en la proporción de 50 % de platino, 12,5 % de cobre y 37,5 % de plata proporciona plumas inoxidables.

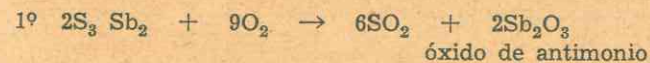
Símbolo: Sb		Densidad: 6,62
Molécula: Sb	ANTIMONIO	Peso atómico: 121,76
Valencia: 3 y 5		Nº atómico: 51

402. **Historia.** — El antimonio fué estudiado por Basilio Valentín en el siglo XV.

Estado natural. — Existe en la naturaleza nativo o combinado con el azufre, con los metales, etc. Su principal mineral es la estibina (S_3Sb_2) o antimonita.

Preparación. — Se obtiene reduciendo la estibina por el hierro:

Puede obtenerse más puro tostando parcialmente la estibina; la mezcla de óxido y de sulfuro que resulta de la tostación se calcina con CO_3Na_2 y carbón. El Sb se purifica por fusión con una pequeña cantidad de nitrato y carbonato de sodio para eliminar el arsénico y los metales extraños:



Propiedades físicas. — El antimonio es un sólido blanco, de brillo metálico; es duro y quebradizo. Su densidad es de 6,62. Se funde a 630°C .; se dilata al solidificarse. Cristaliza en romboedros. Por sus propiedades físicas se considera a menudo como un metal; sus propiedades químicas lo relacionan con el arsénico y con el fósforo.

Propiedades químicas. — El Sb es inalterable al aire a la temperatura ordinaria; a la temperatura del rojo da un óxido volátil (Sb_2O_3).

Arde en el cloro seco, dando $\text{Cl}_5 \text{Sb}$.

El SO_4H_2 concentrado y caliente disuelve el Sb dando $(\text{SO}_4)_3 \text{Sb}_2$.

El NO_3H lo oxida dando anhídrido antimónico (Sb_2O_3).

El agua regia lo disuelve dando $\text{Cl}_5 \text{Sb}$.

Aplicaciones. — El Sb entra en la composición de los caracteres de imprenta (Pb: 55, Sb: 25, Sn: 20) y otras aleaciones: metal antifricción (Cu, Sb, Sn), metal inglés, metal argentino. Sus compuestos se emplean en medicina.

Símbolo: Bi
Molécula: Bi
Valencia: Bi ≡

BISMUTO

Densidad: 9,8
Peso atómico: 209
N° atómico: 83

403. **Estado natural.** — El bismuto (Bi) se encuentra al estado nativo o en forma de óxido Bi_2O_3 (ocre de bismuto), de sulfuro S_3Bi_2 (bismutina) (Bolivia), y en la tetradimita (Bi_2Te_3).

Preparación. — El Bi nativo se extrae por simple fusión del mineral en tubos inclinados: el sulfuro tostado y el óxido se reducen por el carbón.

Propiedades físicas. — El bismuto es un cuerpo blanco rosado, de aspecto metálico, quebradizo; funde a 271°C .; fundido cristaliza en romboedros gruesos, si se enfría lentamente.

Los cristales se cubren de una película muy delgada de óxido que produce hermosas irisaciones.

Propiedades químicas. — El Bi se altera fácilmente al aire. Arde a temperatura elevada dando Bi_2O_3 ; se combina con el cloro, el bromo y el iodo. El SO_4H_2 lo disuelve en caliente. El NO_3H reacciona con energía dando el nitrato.

Aplicaciones. — Entra en las aleaciones. Las principales aleaciones fusibles son la de Woodd (bismuto, estaño, cadmio y plomo) fusible a unos 65°C .; la de Rose, la de Newton, la de Darcet (bismuto, estaño y plomo) fusible a 94°C . Estas aleaciones se usan en los tapones de seguridad de las cañerías, señales de alarma, instalaciones eléctricas (fusibles).

404. **Compuestos de bismuto:**

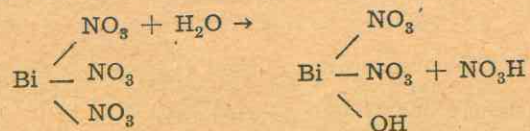


Preparación. — Se obtiene por la acción del ácido nítrico concentrado sobre el bismuto.

Propiedades. — Es un cuerpo sólido, cristalizado en prismas, soluble en agua acidulada con NO_3H .



Preparación. — Se obtiene tratando el nitrato neutro de bismuto con 40 veces su peso de agua.



Propiedades. — Es un polvo blanco, cristalino, insípido. Ha sido llamado blanco de afeite o magisterio de bismuto.

Aplicaciones. — Se lo emplea en medicina para combatir la dispepsia. Se usa también como antidiarreico.

408. Características de las sales de estaño

	Sales estannosas	Sales estánnicas
Acido sulfhídrico .	Precipitado pardo de SnS, insoluble en HCl	Precipitado amarillo de S_2Sn , insoluble en ClH.
Sulfhidrato de amonio	Precipitado pardo de SnS.	Precipitado amarillo de S_2Sn , soluble en exceso.
Bases alcalinas	Precipitado blanco de $Sn(OH)_2$ soluble en exceso.	Precipitado blanco de SnO_2 soluble en exceso.
Carbonatos alcalinos	Precipitado blanco de $Sn(OH)_2$.	Precipitado blanco de SnO_2 hidratado.
Nitrato de plata ..	Precipitado rojo.	No da precipitado rojo.

II. — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 405. Arbol de Saturno. — 406. Características de las sales de plomo. — 407. Estañado de cobre. — 408. Características de las sales de estaño. — 409. Lámpara sin llama. — 410. Características de las sales de platino.



Fig. 333. - Arbol de Saturno

405. **Arbol de Saturno** (fig. 333). — En una disolución de acetato de plomo adicionado de unos 2 cm³. de ácido acético, introducir una lámina de zinc, entonces el Pb precipita. Si se suspende la lámina en el tapón del frasco y se cuelga de ella unos alambres de latón, los cristales de Pb se fijan en los alambres formando arborizaciones (árbol de Saturno).

406. Características de las sales de plomo

Acido sulfhídrico	Precipitado negro de SPb.
Sulfhidrato de amonio de SPb insoluble en exceso.
Acido sulfúrico y sulfatos solubles	.. blanco de $SO_4 Pb$.
Acido clorhídrico y cloruros de $Cl_2 Pb$.
Bases alcalinas de $Pb(OH)_2$ soluble en exceso.
Carbonatos alcalinos $CO_3 Pb$.

407. **Estañado de cobre.** — Introducir una lámina de cobre limpia junto con un trozo de papel de estaño en una solución hirviente de cloruro estannoso, mezclada con un exceso de sosa cáustica. El cobre queda estañado en poco tiempo.

409. **Lámpara sin llama** (fig. 334). — En un frasco de Erlemmeyer, por ejemplo, se introduce un hilo de platino incandescente sostenido en su parte superior por una varilla de vidrio. El platino absorbe el oxígeno del aire al estado molecular y lo atomiza, el oxígeno naciente oxida el alcohol. Siendo la reacción exotérmica, el hilo se mantiene incandescente.

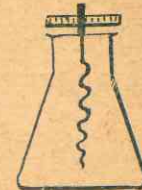


Fig. 334. - Lámpara sin llama

410. Características de las sales de platino

Acido sulfhídrico	Precipitado pardo
Sulfhidrato de amonio soluble en exceso
Cloruro de potasio amarillo de cloroplatinato de potasio
Cloruro de amonio de amonio

R E S U M E N

I — PLOMO: Pb = 207

Estado natural ... { Sus principales minerales son { La galena (SPb).
La cerusita (CO₃Pb).
La anglesita (SO₄Pb), fosfatos.

Metalurgia { Dos procedimientos de extracción ... { 1º Por reducción: calentando la galena con hierro:
 $2SPb + 2Fe \rightarrow 2SFe + 2Pb$
2º Por reacción: empleado para minerales poco silíceos:
 $2SPb + 3O_2 \rightarrow 2PbO + 2SO_2$
 $SPb + 2O_2 \rightarrow SO_4Pb$
 $SPb + 2PbO \rightarrow 3Pb + SO_2$
 $SPb + SO_4Pb \rightarrow 2Pb + 2SO_2$

Propiedades físicas { 1º Metal gris azulado, blando. Densidad 11,35.
2º Funde a 335°C.
3º Es maleable; el menos tenaz de los metales.

Propiedades químicas ... { Con el aire, el plomo fundido da PbO (litargirio).
Se altera al aire en presencia del CO₂.
Con el SO₄H₂ concentrado y caliente da SO₄Pb.
El ClH concentrado ataca al plomo.
El NO₃H lo disuelve.

Nota: Las sales de plomo son venenosas.

Aplicaciones { Reducido a láminas se emplea en las construcciones.
Forrar depósitos de agua.
Construir acumuladores.
Formar aleación con el antimonio.

II — ESTAÑO: Sn = 118

Estado natural: Su principal mineral es la casiterita (SnO₂).

Metalurgia { Se obtiene reduciendo por el C la casiterita:
 $SnO_2 + C \rightarrow CO_2 + Sn$

Propiedades físicas . { Metal blanco maleable.
Su densidad es de 7,29.
Fundes a 228°C.
Por el frote produce el llamado "grito de estaño".

Propiedades químicas { Inalterable al aire a la temperatura ordinaria.
Arde dando SnO₂.
Los ClH, SO₄H₂ lo disuelven dando Cl₂Sn y SO₄Sn.

Aplicaciones { 1º Para cubrir el hierro.
2º Aleado con el Hg para azogar los espejos.
3º Entra en varias aleaciones de bronce (Cu, Sn).
4º Fabricar caracteres de imprenta (Pb, Sb, Sn).

III — PLATINO: Pt = 195

Estado natural { Al estado nativo y al estado de compuesto natural: arseniuro (As₂Pt).

Metalurgia { Se obtiene tratando el cloruro de platino con el cloruro de amonio; se forma cloroplatinato de amonio que por calcinación da el musgo de platino.

Propiedades físicas . { 1º Metal blanco, dúctil, maleable. Densidad 21,45.
2º Funde a 1755°C.
3º Siendo muy poroso, fundido absorbe mucho O.

Propiedades químicas { 1º Es inoxidable al aire.
2º El agua regia lo disuelve.
3º El Cl, Br, lo atacan.
4º Se combina con Pb, Zn, As, Bi, Si.

Aplicaciones { 1º Fabricar crisoles, cápsulas, tubos, retortas, etc.
2º El amianto platinado se usa como catalizador.
3º Se aplica en joyería para montar piezas.

IV — ANTIMONIO: Sb

Estado natural. — Estado nativo combinado: la estibina S₃Sb₂.

Preparación. — Reduciendo la estibina por el hierro.

Propiedades .. { Físicas { Sólido blanco, brillo metálico.
Duro, quebradizo.
Densidad: 6,62.
Fundes a 630°C.
Se dilata al solidificarse.

Propiedades .. { Químicas .. { Inalterable al aire a la temperatura ordinaria.
Arde en el cloro dando $\text{Cl}_5 \text{Sb}$.
El ácido nítrico lo oxida dando Sb_2O_3 .

Aplicaciones { En la composición de los caracteres de imprenta.
Sus compuestos se emplean en medicina.

V — BISMUTO: Bi

Estado natural. — Estado nativo; combinado: formando óxido Bi_2O_3 y sulfuro S_3Bi_2 .

Preparación: por tostación del mineral.

Propiedades { Físicas: cuerpo blanco; aspecto metálico, quebradizo, funde a 271°C .
Químicas: se altera al aire; arde a temperatura elevada dando Bi_2O_3 .

Aplicaciones { Entra en las aleaciones fusibles.
Sus sales se emplean en medicina (subnitrate de bismuto) para combatir la dispepsia.

CAPITULO XIX

ALUMINIO, ORO, MERCURIO Y PLATA

I. — PARTE TEORICA



Sumario: 411. Aluminio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 412. Compuestos de aluminio. — 413. Oxido de aluminio. — 414. Hidróxido de aluminio. — 415. Sulfato de aluminio. — 416. Alumbre potásico. — 417. Oro: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 418. Mercurio: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 419. Compuestos de mercurio: Oxido mercurioso. Cloruros. — 420. Plata: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 421. Compuestos de plata. Nitrato de plata. — 422. Cloruro de plata. 423. Bromuro de plata. — 424. Acción de la luz sobre las sales de plata.

Símbolo: Al		Densidad: 2,56
Molécula: Al	ALUMINIO	Peso atómico: 26,97
Valencia: Al ≡		Nº atómico: 13

411. Estado natural. — No existe libre en la naturaleza, pero sus compuestos abundan formando cerca del 8 % de la corteza terrestre. Silicatos: arcillas, caolín, feldspatos, micas. Fluoruro: criolita, Fe_2Al , 3FNa . Oxidos: esmeril, corindón (Al_2O_3). Hidróxido: bauxita $\text{Al}(\text{OH})_3$. Sulfatos alunita, etc.

Preparación (fig. 335). — Se obtiene el aluminio por electrólisis de la alúmina pura (Al_2O_3), disuelta en la criolita.

La reacción se verifica en un recipiente de hierro, forrado interiormente con carbón y que sirve de cátodo; el ánodo consta de varias barras de carbón que cuelgan de una varita

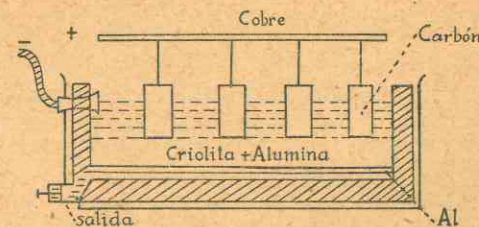


Fig. 335. - Preparación electrolítica del aluminio.

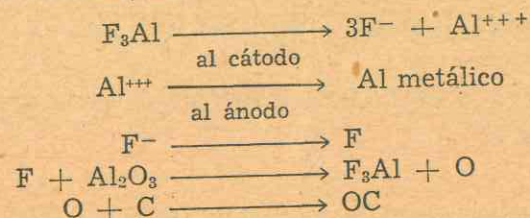
de cobre, la cual puede bajarse o subirse según el caso.

Se llena parte del aparato con criolita, la cual se funde por el calor de la corriente y se ioniza.

El ion Al se deposita en el cátodo y, fundido, se extrae periódicamente por la base del recipiente.

El fluor ataca la alúmina dando F₃Al, que vuelve a ionizarse y O que ataca al carbono del cátodo desprendiéndose OC.

La criolita se regenera continuamente a expensas del Al₂O₃, que es en realidad, la verdadera materia prima.

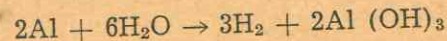


Propiedades físicas. — El aluminio es un metal blanco, muy dúctil y muy maleable. Su densidad es de 2,56; es bastante duro y tenaz, muy sonoro, buen conductor del calor y de la electricidad. Funde a los 658°C.

Propiedades químicas. — El Al es prácticamente inalterable al aire, es decir, muy fácilmente se oxida pero se cubre de una capa finísima de *alúmina* (O₃Al₂) que protege la masa del metal; esa capa es tan transparente que no le quita el brillo característico. El polvo de Al arde al contacto de una llama.

Descompone el agua con lentitud, debido a que en la superficie se forma una capa de H y de Al₂O₃ que impide el contacto con el líquido.

El Al amalgamado se oxida al aire y descompone el agua con energía:



El ClH disuelve el aluminio en frío:

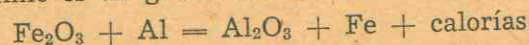


Los ácidos sulfúrico y nítrico lo atacan con dificultad.

El aluminio se disuelve en las disoluciones alcalinas calientes, con formación de aluminato y desprendimiento de H:



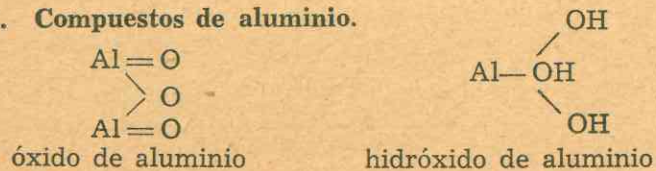
El aluminio es un gran reductor.



Aplicaciones. — Se emplea en la fabricación de muchos objetos: utensilios de cocina, de adorno, aparatos de física, instrumentos de cirugía; en la industria eléctrica: alambres, etc. Sirve para varias aleaciones: el bronce de aluminio, el ferro-aluminio, el

magnalio (aleado con 10 a 20 % de Mg). Reducido a polvo sirve para extraer ciertos metales de sus óxidos (*aluminotermia*). Ver parte experimental, pág. 427.

412. **Compuestos de aluminio.**



OXIDO DE ALUMINIO: Al₂O₃ o alúmina.

413. **Estado natural.** — La alúmina anhidra Al₂O₃ existe en la naturaleza cristalizada en romboedros. Entre sus principales variedades podemos citar: el corindón (incoloro), el rubí (rojo), el zafiro (azul), el topacio (amarillo), la amatista, el esmeril (pardo, gris o azul de índigo). Todas estas variedades están constituidas por alúmina coloreada por óxidos metálicos.

Preparación. — Se obtiene artificialmente calcinando en un crisol el alumbre amoniacal:

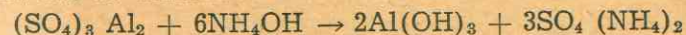


Propiedades. — La alúmina así obtenida es un polvo blanco, incoloro, inodoro, insípido, insoluble en el agua.

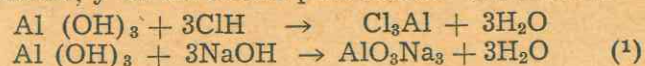
Se funde al soplete oxhídrico, al enfriarse da una masa cristalizada análoga al corindón.

HIDROXIDO DE ALUMINIO o alúmina hidratada Al(OH)₃.

414. Se obtiene por la acción de la disolución amoniacal sobre una sal de aluminio:

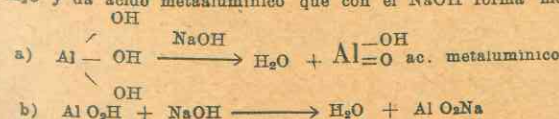


Propiedades. — Es un sólido blanco gelatinoso, insoluble en el agua. *Es un óxido indiferente*; se disuelve en los ácidos para dar sales de aluminio, y en los álcalis para formar aluminatos:



La *alúmina gelatinosa* retiene energicamente las materias colorantes, con las cuales forma *lacas*; de ahí su empleo en el teñido de la lana y del algodón.

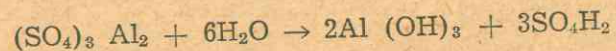
(1) En realidad en medio alcalino el Al(OH)₃ se comporta como si perdiera 1 molécula de H₂O y da ácido metaaluminico que con el NaOH forma metaaluminato de sodio:



SULFATO DE ALUMINIO: $(\text{SO}_4)_3 \text{Al}_2, 18\text{H}_2\text{O}$.

415. **Preparación.** — Se prepara con arcilla pura o con la bauxita, calentando estas sustancias con SO_4H_2

Propiedades. — Es un sólido blanco, soluble en el agua; la disolución tiene reacción ácida (hidrólisis parcial).



Cuando se echa un poco de sulfato de aluminio en el agua tibia e impura, la alúmina gelatinosa que resulta de la hidrólisis del sulfato, se precipita despacio arrastrando al fondo todas las partículas y los gérmenes en suspensión en el agua.

Aplicaciones. — Se emplea para clarificar las aguas, encolar el papel, preparar el alumbre, etc.

Alumbres. — Se da el nombre de alumbres a una serie de compuestos (sulfatos dobles) cuyo tipo es el alumbre ordinario (sulfato doble de aluminio y potasio).



Los demás alumbres son isomorfos de éste, estando el K reemplazado por el Na o el NH_4 ; o bien el Al por el Cr, el Fe; todos cristalizan en octaedros con 12 H_2O y pueden existir juntos en un mismo cristal.

ALUMBRE POTASICO: $(\text{SO}_4)_2 \text{AlK}, 12\text{H}_2\text{O}$

416. **Sinonimia.** — Alumbre ordinario.

Preparación. — Se obtiene mezclando las disoluciones de $(\text{SO}_4)_3\text{Al}_2$ y de SO_4K_2 en debidas proporciones.

Propiedades. — El alumbre ordinario es una sal incolora, de sabor primeramente azucarado y después astringente; es más soluble en caliente que en frío. La disolución es ácida.

Por el calor, a los 92°C . se funde, dando una masa vítrea, y al enfriarse da el llamado alumbre de roca. Si se continúa calentando, el alumbre se transforma en una masa blanca, esponjosa, que es el alumbre calcinado.

Aplicaciones. — En medicina se emplea como astringente y cáustico y en tintorería como mordiente. Se utiliza para purificar las aguas, encolar papel, etc.

Símbolo: Au
Molécula: Au
Valencia: Au \equiv

ORO

Densidad: 19,3
Peso atómico: 197,2
Nº atómico: 79

417. **Estado natural.** — El oro existe nativo y se lo encuentra en filones cuarzosos. Las aguas de muchos ríos y arroyos arrastran laminillas de oro (aluviones auríferos). Se hallan a veces pepitas de oro (granos o trozos). El oro existe en algunos sulfuros de plata, plomo, de cobre. Aleado en forma natural con la plata, se llama "electrum" u oro argental; con el rhodio, rhodita.

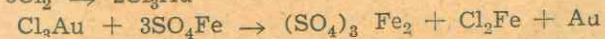
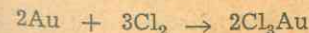
Extracción. — La extracción del oro se basa en su gran densidad, su afinidad para el mercurio o su solubilidad en el cianuro de potasio.

1º **Procedimiento por amalgamación** (fig. 336). — El oro de los aluviones y arenas auríferas se extrae por levigación, sometiendo estas materias a un lavado que arrastra la arena y las partes terrosas. La operación se efectúa en unos canales construídos con listones de madera, cuyo fondo rugoso presenta unas cavidades en que se detiene el oro por su gran densidad. Cuando ya no queda sino poca arena se agita con mercurio que se une al oro para formar una amalgama; ésta se comprime en una gamuza para separar el exceso de Hg; la amalgama sólida se destila.

2º **Procedimiento por cianuración.** — Los minerales pobres y piritosos se pulverizan y se tratan por el cianuro de potasio; éste al contacto del aire disuelve el oro para formar un cianuro doble de potasio y oro, del cual se extrae el metal precioso por electrólisis o bien precipitándolo por medio del zinc:



3º **Procedimiento por cloruración.** — En el método de cloruración el mineral tostado y pulverizado se ataca por el cloruro de calcio (o el cloro gaseoso); el cloruro de oro (AuCl_3) disuelto, se precipita por medio de una disolución de sulfato ferroso o de otros reductores:



Propiedades físicas. — El oro es un metal de color amarillo característico. Su densidad es de 19,3. Se funde a los 1063°C . Se volatiliza a temperatura más elevada. Es un metal blando, por cuya razón se lo

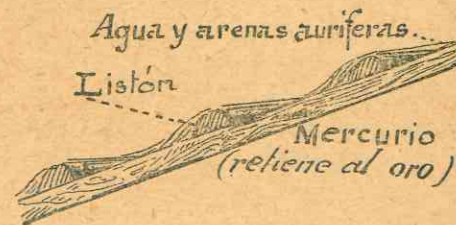


Fig. 336. - Plano inclinado, lavado y amalgama de las arenas auríferas.

emplea de ordinario en aleación con el cobre. Es el más dúctil y maleable de todos los metales; los batidores de oro obtienen hojas (panes

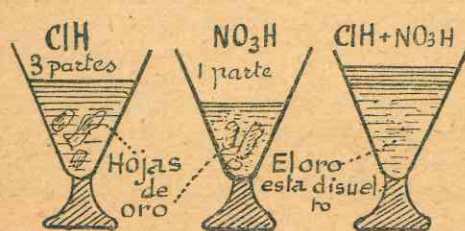


Fig. 337. — El oro insoluble en los ácidos clorhídrico y nítrico se disuelve en su mezcla (agua regia).

de oro) de $\frac{1}{25.000}$ de milímetro de espesor, las cuales dejan pasar una luz verde.

Propiedades químicas. —

El oro es inalterable al aire a toda temperatura. Los ácidos clorhídrico, nítrico y sulfúrico no tienen acción sobre el

oro (fig. 337). No obstante, el oro puede disolverse en frío:

- a) en *agua de cloro* con formación de Cl_3Au .
- b) en el *agua regia*, debido al cloro naciente que se desprende.
- c) en el *mercurio*, con el cual forma una amalgama.
- d) en las *soluciones de cianuro de potasio o de sodio*.

Aplicaciones. — El oro forma aleaciones con el cobre; es empleado en la fabricación de joyas, monedas, medallas, etc. Reducido a láminas delgadas se lo emplea para dorar objetos.

Ensayo de las aleaciones de oro por la piedra de toque (fig. 338). —

El ensayo de las alhajas se hace con la piedra de toque (aspecto de jaspe negro). Se frota el objeto sobre la piedra y de cada lado de las rayas obtenidas se hacen rayas con aleaciones de ley conocida. Las rayas se tratan por el agua regia. El cobre se disuelve coloreando el líquido de verde, y queda el oro. Comparando las coloraciones y el espesor de las manchas de oro que quedan, el ensayador indica la ley con una aproximación de 0,01.

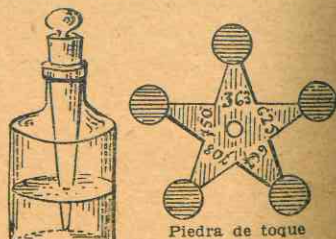


Fig. 338. — Tapón de vidrio sumergido en agua regia para ensayo con la piedra de toque.

Símbolo: Hg
Molécula: Hg
Valencia: 1 y 2

MERCURIO

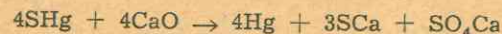
Densidad: 13,59
Peso atómico: 200,61
Nº atómico: 80

418. Estado natural. — Existe a veces el estado nativo en glóbulos diseminados en las capas de betún o en ciertos minerales de cobre. Su principal combinación es el **cinabrio** (sulfuro de mercurio [SHg]).

Extracción (fig. 339). — El mercurio se extrae muy fácilmente del

cinabrio tostando el mineral en una corriente de aire; el azufre se quema dando SO_2 , y los vapores de mercurio se enfrían en una serie de tubos (aludeles). Se agrega a veces al mineral una pequeña cantidad de carbón para reducir el óxido o el sulfato que podrían formarse en la reacción.

Los minerales pobres se calcinan con cal:



El mercurio se purifica haciéndolo pasar a través de una gamuza y destilándolo después.

Propiedades físicas. — Es un metal líquido a la temperatura ordinaria. Se solidifica a -40°C . y hierve a 350°C . En frío, es algo volátil. Su densidad es de 13,59. El Hg no moja el vidrio.

Propiedades químicas. — A la temperatura ordinaria se altera lentamente al aire cubriéndose de una capa grisácea de óxido mercurioso Hg_2O . A 350°C . se combina con O dando óxido mercúrico HgO .

Es atacado por el cloro, el bromo, el iodo, el azufre.

El NO_3H lo disuelve en frío; el SO_4H_2 lo disuelve en caliente:

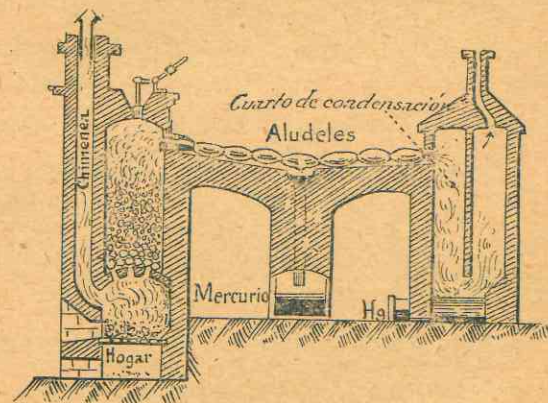
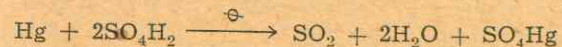


Fig. 339. — Extracción del mercurio. (Almadén, España).



Se amalgama con los metales.

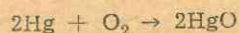
Las sales de mercurio son venenosas: producen en un principio la salivación mercurial y después el temblor mercurial. Como antídoto se recomiendan dosis débiles de yoduro de potasio.

Aplicaciones. Se emplea en la metalurgia del oro y de la plata. Se utiliza para estañar los espejos; en física, para construir termómetros, barómetros, trompas para hacer el vacío. Sirve, además, para la preparación de algunos explosivos (fulminatos). En los laboratorios, para recibir gases.

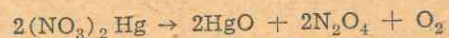
OXIDO MERCURIOSO: HgO

419. **Preparación.** — Se obtiene:

1º Calentando el mercurio hacia 350°C.



2º Descomponiendo el nitrato de mercurio por el calor:



Propiedades. — Es un sólido en forma de laminillas cristalinas de color rojo de ladrillo.

El HgO amarillo se obtiene precipitando una sal mercúrica por NaOH o KOH. La afinidad química del HgO amarillo parece ser mayor que la del rojo. El HgO por el calor se descompone en Hg y O. Es un oxidante enérgico.

Cloruro mercurioso Cl₂Hg₂ (llamado calomel o calomelanos).

Preparación. — Se obtiene calentando una mezcla de Hg y 2ClH o por la acción del ClNa sobre el sulfato mercurioso.

Propiedades. — Es un polvo blanco, insípido, insoluble en el agua. Se emplea en medicina.

Cloruro mercúrico Cl₂ Hg (sublimado corrosivo).

Preparación. — Se obtiene por la acción directa del Cl sobre el Hg o por destilación de una mezcla de sulfato mercúrico y de cloruro de sodio.

Propiedades. — Es un sólido cristalino, blanco, soluble en el agua y en el alcohol.

Es un veneno muy activo. El mejor antídoto es la albúmina (clara de huevo), la cual forma con el veneno un compuesto insoluble. El Cl₂Hg se emplea en medicina como desinfectante y antiséptico, en disolución de 1 a 2 % en el agua.

Símbolo: Ag
Molécula: Ag
Valencia: Ag —

PLATA

Densidad: 10,5
Peso atómico: 107,88
Nº atómico: 47

420. **Estado natural.** — Existe libre. Sus principales minerales son: la *argirosa* (SAg₂); la *proustita* (sulfuro doble de plata

y de arsénico); la *argiritosa* (sulfuro doble de plata y de antimonio); la *kerargirita* (cloruro de plata).

Extracción. — Los métodos de extracción de la plata se obtienen partiendo:

1º De la transformación de los compuestos de la plata en cloruros y éstos a su vez tratados con un exceso de Hg, forman amalgama de plata, que luego se destila. A este efecto se emplean dos métodos:

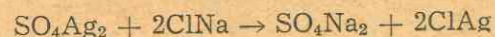
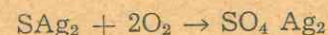
a) *método americano o de patio* (amalgamación). El mineral (sulfuro) mezclado con el cloruro y a veces con plata nativa se reduce a polvo y después se mezcla con sal marina amontonándola en capas de unos 25 cmts. en una era enlozada (patio); se riega con agua y se lo hace pisotear por caballerías para obtener una mezcla más íntima.

Luego se agrega sulfuro de cobre que por tostación previa ha debido transformarse en sulfato:



El cloruro formado se trata con Hg y se destila.

b) *método europeo.* — Se somete el mineral a tostación para transformarlo en sulfato y luego se calcina en presencia del ClNa:



2º *Partiendo de plomo argentífero:*

a) por *copelación* (fig. 340). El mineral que contiene mucha plata nativa se lava para separarlo de su ganga y se funde después con su peso de plomo. Se forma una aleación de plata y plomo que se separa por copelación.

Las *copelas* son cápsulas hechas con polvos de huesos calcinados que tienen la propiedad de absorber los óxidos en fusión. Se hace pasar sobre la aleación de plata y de plomo una corriente de aire; la plata no se oxida mientras que el óxido de plomo que se forma es absorbido por las paredes porosas de la copela.

b) por *cincado.* — Se funde el Pb argentífero con Zn. La aleación Ag Zn sobrenada y se separa del plomo. Luego se trata la aleación por el vapor de agua sobrecalentado, que oxida al Zn y deja la plata libre.

Propiedades físicas. — La plata es un metal blanco que adquiere brillo metálico por el pulimento; es dúctil, maleable, blanda y sonora; su densidad es de 10,5. Funde a los 960°C. y a mayor temperatura se volatiliza en vapores azules.

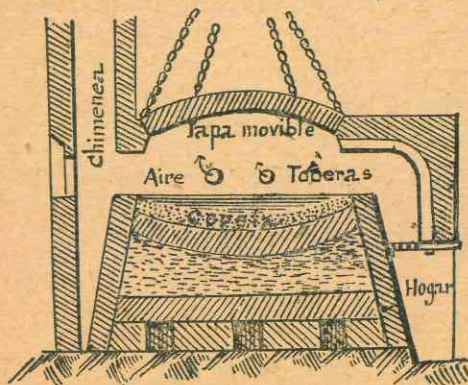


Fig. 340. — Copelación del plomo argentífero.

Propiedades químicas. — La plata no se oxida al aire. Se combina con la mayor parte de los metales a temperatura elevada.

El ClH gaseoso lo ataca a unos 550°C.

El SO₄H₂ hirviendo la disuelve dando SO₄Ag₂ y SO₂.

El NO₃H la disuelve en frío, dando NO₃Ag y NO.

La plata se ennegrece al contacto del SH₂.

Los álcalis no tienen acción sobre la plata.

El cianuro de potasio (KCN) en presencia del aire y del agua, la transforma en cianuro doble de potasio y plata KAg (CN)₂.

La plata por reducción de sus sales, adquiere el estado coloidal (colargol). Lo mismo sucede al hacer saltar el arco voltaico entre los electrodos del mismo metal (electroargol). Estas soluciones presentan varios colores, desde el rojo al pardo.

Aplicaciones. — La plata aleada con el cobre se usa para acuñar monedas y fabricar vajillas, alhajas, etc. Se emplea para el plateado de objetos metálicos. Se platea al fuego calentando el objeto cubierto de amalgama de plata.

En el plateado por electrólisis, el ánodo es una lámina de plata pura; el cátodo, los objetos por platear y el baño, una solución de cianuro doble de potasio y plata.

Para platear las lunas, se emplea una disolución amoniacal de nitrato de plata, mezclada con una solución de ácido tártrico.

Compuestos de la plata:

NITRATO DE PLATA: NO₃Ag

421. **Preparación.** — Se obtiene disolviendo la plata metálica en el ácido nítrico:



Propiedades. — Es un sólido que cristaliza en laminillas incoloras muy solubles en agua. Funde a 218°C.

La luz no lo altera cuando está puro, pero sí en presencia de las materias orgánicas que lo reducen al estado de plata metálica, por lo cual ennegrece la piel.

La medicina lo utiliza como cauterio con el nombre de piedra infernal.

Se usa en el plateado; en los laboratorios como reactivo, y también para marcar la ropa.

La tinta de marcar la ropa es una disolución de NO₃Ag que se hace viscosa con un poco de goma arábica.

CLORURO DE PLATA: ClAg

422. **Preparación** (fig. 341). — Se obtiene por la acción del ácido clorhídrico sobre una solución de nitrato de plata:



Propiedades. — Es un cuerpo blanco, insoluble en el agua y soluble en amoníaco, en el hiposulfito de sodio y en los cianuros alcalinos. Bajo la acción de la luz se vuelve morado y después negro, descomponiéndose en un sub-cloruro ClAg₂ y plata metálica.

Se funde a los 260°C. y da por enfriamiento la plata córnea. Es reducido por el hidrógeno.

El Zn, el Cu, el Fe, precipitan la plata del cloruro en agua acidulada.

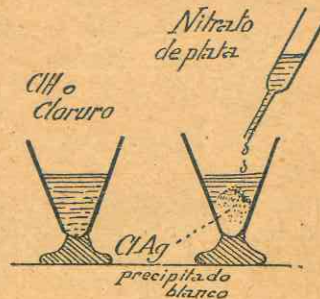


Fig. 341. — Preparación del cloruro de plata.

BROMURO DE PLATA: BrAg

423. Se obtiene el bromuro de plata tratando una disolución de nitrato de plata por el ácido bromhídrico (Br H). Se forma un precipitado blanco amarillento que tiene los mismos disolventes que el cloruro de plata (fig. 342, I y II).

El bromuro de plata no se ennegrece a la luz, aunque sea más sensible a su acción que el cloro; esta acción se produce tan sólo en presencia de ciertos reactivos, tales como la hidroquinona, etcétera, llamados reveladores (fig. 342, III).

Asociado a la gélatina, forma el gelatino bromuro de plata, empleado en la fabricación de las placas, películas y papel fotográfico.

424. **Acción de la luz sobre las sales de plata.** — Las sales de plata se caracterizan por su ennegrecimiento en presencia de la luz

y con la presencia de cuerpos reductores. En estos casos la plata queda libre y se presenta en forma de partículas muy pequeñas que ofrecen color negro. De aquí su aplicación en fotografía.

La aplicación de la luz a la fotografía se basa en el poder reductor de este agente sobre los compuestos halogenados de plata que se ennegrecen por la formación de Ag metálica o de una sub-

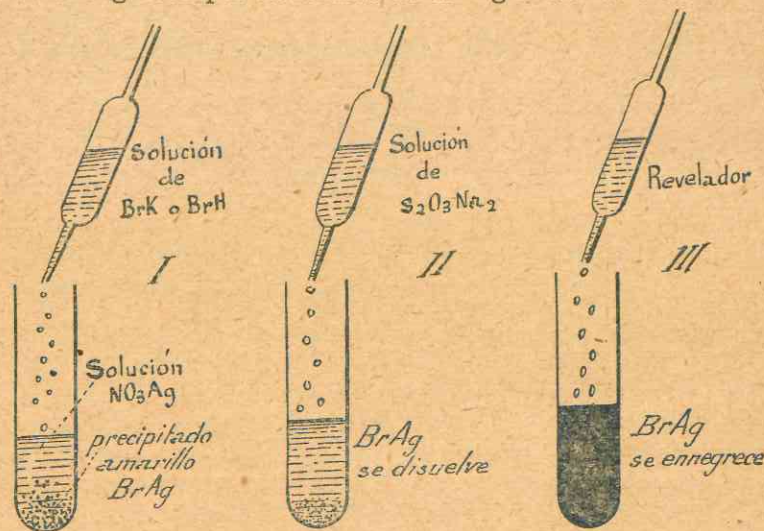


Fig. 342. - Preparación y propiedades del bromuro de plata.

sal como por ejemplo el sub-bromuro de plata ($Br Ag_2$). Aumentan las acciones fotoquímicas cuando las sales de plata se encuentran en contacto con ciertas sustancias orgánicas como la gelatina y la piel que absorben el halógeno producido por la reacción

EJERCICIOS

PLATA — ORO

1. ¿Qué cantidad de plata puede extraerse de una tonelada de mineral de plata que contiene 82 % de sulfuro de plata, siendo el rendimiento de 80 %?
2. ¿Qué masa de bromuro de plata puede obtenerse, partiendo de una moneda de 1 peso argentino de título 0,900 y cuyo peso es igual a 25 gr.?
3. ¿Qué cantidad máxima de oro en hojas puede disolverse en agua de cloro que contiene 3 veces su volumen de cloro? ¿Cuál será la masa de cloruro de oro formado?

II. — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 425. Acción de los ácidos sobre el aluminio. — 426. Acción de las bases sobre el aluminio. — 427. Aluminotermia. — 428. Formación de lacas. — 429. Características de las sales de aluminio. — 430. Solubilidad del oro en agua de cloro. — 431. Características de las sales de oro. — 432. Procedimiento de amalgamación. — 433. Características de las sales de mercurio. — 434. Obtención de la plata por precipitación. — 435. Acción de la luz sobre las sales de plata. — 436. Características de las sales de plata.

425. **Acción de los ácidos sobre el aluminio.** — Echar en tres tubos de ensayo aluminio en polvo y añadir a cada uno de ellos, respectivamente, los siguientes ácidos: clorhídrico, sulfúrico y nítrico diluido. Observar la intensidad del ataque en el primer tubo con desprendimiento de hidrógeno; la débil reacción en el segundo tubo y la falta de ataque en el tercero.

426. **Acción de las bases sobre el aluminio.** — Introducir en un tubo de ensayo, aluminio en polvo con una solución de Na OH; calentar, el aluminio se disuelve con producción de hidrógeno y formación de aluminato de sodio.



Fig. 343. - Aluminotermia.

(esta mezcla se compone de peróxido de sodio y un trozo de cinta de magnesio).

Encender el magnesio, observar la combustión de toda la masa y fusión del hierro por la elevada temperatura producida (3000°C.). Un aparato especial permite vaciar el metal en un molde que rodea una fractura o un empalme, y soldar rieles y otras piezas gruesas en el mismo punto de su instalación. Este método se llama aluminotermia o soldadura de Goldschmidt.

427. **Aluminotermia** (fig. 343). — Mezclar en un crisol partes iguales de polvo de aluminio con óxido férrico (Fe_2O_3) para formar lo que se llama **termita**. Disponer el crisol sobre un plato de arena y colocar en el centro de la termita la mezcla para la ignición

428. **Formación de lacas.** — En un tubo de ensayo mezclar disoluciones de palo de campeche y de alumbre ordinario; añadir una solución de CO_3Na_2 ; observar el precipitado de $\text{Al}(\text{OH})_3$ que ha arrastrado todo el color, pues al cabo de cierto tiempo el líquido se vuelve incoloro: se ha formado una laca. El mismo experimento puede repetirse con otras materias colorantes, de anilina, por ejemplo.

Formación de la laca sobre tela. — Tomar un trozo de tela blanca de algodón, lavarlo con ClH diluído y después con NH_3 muy diluído y sumergirlo en una solución de sulfato de aluminio. Tomar dos tubos de ensayo con una solución de palo campeche: en uno, introducir la tela sacada del mordiente y en el otro, una tela igual pero sin mordiente. Hacer hervir los dos líquidos; sacar y dejar secar las telas; luego lavarlas con jabón para apreciar cuál de ellas tiene el color más fijo.

429. **CARACTERISTICAS DE LAS SALES DE ALUMINIO:**

Sulfhidrato de amonio ...:	Precipitado blanco gelatinoso de $\text{Al}(\text{OH})_3$
Bases alcalinas fijas:	” ” de $\text{Al}(\text{OH})_3$ soluble en exceso.
Amoniaco	” ” de $\text{Al}(\text{OH})_3$ casi insoluble en exceso.
Al soplete sobre el carbón y unas gotas de $(\text{NO}_3)_3\text{Co}$	dan una masa azul, llamada azul de Thénard.

430. **Solubilidad del oro en agua de cloro.** — Tomar con un agitador ligeramente humedecido en su extremidad una hoja de oro; introducir ésta en agua de cloro; el oro no tardará en disolverse.

431. **CARACTERISTICAS DE LAS SALES DE ORO:**

Sulfato férrico	Precipitado pardo de S_2Au .
Acido sulfhídrico ...:	” rojo-pardo.

432. **Procedimiento de amalgamación.** — Para amalgamar el zinc de las pilas eléctricas, el método empleado consiste en sumergir la pieza durante unos 20 a 25 segundos en el agua regia que contiene en disolución un poco de mercurio; lavar inmediatamente el zinc dos o tres veces con agua limpia y secarlo.

433. **CARACTERISTICAS DE LAS SALES DE MERCURIO:**

	Sales mercuriosas	Sales mercúricas
Acido sulfhídrico	Precipitado negro de SHg_2	Precipitado negro de SHg
Acido clorhídrico	Nada	Precipitado blanco de HgCl_2
Bases alcalinas ..	Precipitado amarillo de Hg_2O	Precipitado negro de HgO
Ioduro de potasio	Precipitado verdoso de IHg	Precipitado rojo de I_2Hg

434. **Obtención de la plata por precipitación.** — Introducir en un tubo de ensayo una solución de nitrato de plata y un alambre de cobre bien limpio; dejar en reposo; con el tiempo se van depositando escamas brillantes, formando lo que se llama el “árbol de Diana”.

435. **Acción de la luz sobre las sales de plata.** — Esparcir un poco de Cl Ag o de Br Ag sobre una hoja de papel; cubrir con otra hoja en la cual se ha recortado algún dibujo y exponer a la luz; la parte dejada al descubierto se ennegrece.

436. **CARACTERISTICAS DE LAS SALES DE PLATA:**

Ioduro de potasio ...:	Precipitado amarillo de I Ag .
Bromuro de potasio ..:	Precipitado blanco amarillento de Br Ag .
Acido clorhídrico y cloruros solubles ...:	Precipitado blanco de cloruro de plata soluble en amoniaco e insoluble con NO_3H .
Acido sulfhídrico ...:	Precipitado negro de sulfuro de plata.

II — ORO: Au

Estado natural. — Existe al estado nativo, formando pepitas, laminillas.

- Extracción
- Procedimiento por amalgamación ..
 - 1º Lavado de las arenas auríferas: el oro queda retenido por el mercurio.
 - 2º La amalgama es destilada; el oro queda como residuo.
 - Procedimiento por cianuración ..
 - 1º Se disuelve el mineral en el cianuro de potasio; se forma cianuro de oro.
 - 2º El oro queda desplazado del cianuro por el zinc.

- Propiedades físicas y mecánicas
- 1º Metal amarillo, muy brillante. El más dúctil y más maleable de los metales.
 - 2º Densidad: 19,2; funde a 1064°C.

- Propiedades químicas
- 1º Inalterable al aire a toda temperatura.
 - 2º Densidad: 19,2; funde a 1064°C.
 - 3º Es disuelto en el frío por:
 - a) el agua de cloro (formación de Cl_3Au).
 - b) el agua regia ($\text{ClH} + \text{NO}_3\text{H}$): con formación de Cl_3Au .
 - c) el mercurio: formación de una amalgama.
 - d) las soluciones de cianuros de potasio o de sodio.

- Aplicaciones
- 1º Monedas, joyerías.
 - 2º Dorado.

III — MERCURIO: Hg

Estado natural. — Existe al estado nativo en forma de glóbulos. Su principal mineral es el cinabrio SHg.

Extracción: Se extrae el mercurio por tostación del cinabrio:



- Propiedades físicas
- 1º Es un metal líquido.
 - 2º Se solidifica a -40°C .; hierve a 350°C
 - 3º Su densidad es de 13,59.

RESUMEN

I — ALUMINIO: Al

- Estado natural ..
- No existe libre.
 - Sus principales minerales ..
 - Silicatos ..
 - Arcilla.
 - Caolín.
 - Feldespato
 - Fluoruros: criolita Na_3AlF_6 .
 - Oxidos: esmeril, corindón.

Preparación. — Electrólisis de la alúmina pura disuelta en la criolita.

- Propiedades físicas
- 1º Metal blanco, dúctil, maleable, duro, tenaz. so noro.
 - 2º Densidad: 2,56.
 - 3º Funde a 658°C .

- Propiedades químicas
- 1º Es inalterable al aire.
 - 2º Descompone el agua con lentitud.
 - 3º El ClH lo disuelve en frío.
 - 4º Los ácidos sulfúrico y nítrico lo atacan con dificultad.
 - 5º Se disuelve en las soluciones alcalinas calientes
 - 6º Es un gran reductor.

- Aplicaciones
- Fabricación de muchos objetos de adorno, utensilios, etc.
 - En la industria eléctrica: alambres, etc.
 - Aleaciones: bronce de aluminio, ferro-aluminio.

- Principales compuestos
- Oxido de aluminio Al_2O_3 .
 - Hidróxido de aluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$: utilizado en tintorería.
 - Sulfato de aluminio $(\text{SO}_4)_3\text{Al}_2, 18\text{H}_2\text{O}$: utilizado en la clarificación del agua; encolar papel, etc.
 - Alumbre or- dinario ..
 - Empleado como astringente y cáustico.
 - Como mordiente en tintorería.

- Propiedades químicas** .. {
- 1º Se altera lentamente al aire dando Hg_2O (óxido mercurioso).
 - 2º Es atacado por el cloro, bromo, iodo, azufre.
 - 3º El NO_3H lo disuelve en frío.
 - 4º Se amalgama con los metales.
 - 5º Sus sales son venenosas.
- Aplicaciones** {
- 1º En la metalurgia del oro y de la plata.
 - 2º Para estañar los espejos.
 - 3º Para construir termómetros, barómetros.
 - 4º Fabricar explosivos (fulminatos).
 - 5º Para recibir gases, en los laboratorios.
- Oxido mercurico** (HgO). Es un oxidante energético.
- Cloruro mercurioso** (Cl_2Hg_2) (calomel). Empleado en medicina.
- Cloruro mercurico** (Cl_2Hg) (sublimado corrosivo). Empleado como desinfectante y antiséptico.

V — PLATA: Ag.

- Estado natural** .. {
- Existe en estado nativo y en estado de sulfuro (argirosa).
 - Se puede encontrar igualmente en los plomos argentíferos.
- Metalurgia** {
- 1º El mineral de plata es transformado en cianuro. La plata se separa luego del cianuro por el zinc.
 - 2º Los plomos argentíferos son tratados por la copelación; los metales extraños son oxidados y separados así de la plata.
- Propiedades físicas y mecánicas** {
- 1º Metal blanco, sonoro, dúctil y maleable.
 - 2º Densidad = 10,5; funde a $962^\circ C$.
 - 3º Muy buen conductor del calor y de la electricidad.
- Propiedades químicas** {
- Acción del aire y de los metaloides {
 - a) Inalterable al aire a toda temperatura.
 - b) Se combina con el S, el Cl, etc.
 - Acción de los ácidos {
 - a) Se ennegrece por el ácido sulfhídrico: (SAg_2).
 - b) Atacado en caliente por el ácido sulfúrico: (SO_4Ag_2).
 - c) Atacado en frío por el ácido nítrico: (NO_3Ag).

- Aplicaciones** ... {
- 1º Piezas de monedas y joyería.
 - 2º Plateado de los espejos y plateado galvánico.
 - 3º Preparación del nitrato de plata.
- Principales sales de plata** {
- Nitrato de plata NO_3Ag {
 - 1º Utilizado en medicina.
 - 2º Sirve para fabricar las demás sales de plata.
 - Cloruro de plata: $ClAg$ } Utilizados en fotografía.
 - Bromuro de plata: $BrAg$ }

CAPITULO XX
COBRE, MAGNESIO, ZINC Y CADMIO

I — PARTE TEORICA



Sumario: 437. Cobre: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. 438. Compuestos del cobre. — 439. Oxido cúprico. — 440. Oxido cuproso. — 441. Sulfato cúprico. — 442. Magnesio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. 442. Compuestos del magnesio. — 444. Zinc: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. 445. Compuestos del zinc. — 446. Cadmio: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones.

Símbolo: Cu		Densidad: 8,94
Molécula: Cu	COBRE	Peso atómico: 63,57
Valencia: 1 y 2		Nº atómico: 29

437. Estado natural. — El cobre existe al estado nativo. Sus principales minerales son: la *cuprita* Cu_2O (óxido cuproso); la *malquita* (verde) y la *azurita* (azul) carbonatos básicos, la *calcosita* SCu_2 (sulfuro cuproso), la *calcopirita* o *pirita de cobre* CuFeS_2 ; y la *bornita* Cu_5FeS_4 (sulfuro de cobre y hierro); varios arseniuros, fosfatos, silicatos, sulfoarseniuros.

Extracción. — El cobre se extrae:

1º Del sub-óxido (Cu_2O) y del carbonato por reducción:



2º La mayor parte del cobre se extrae de la pirita de cobre tostándola y fundiéndola en presencia de materias silíceas (figura 344). A tal efecto, dividiremos la extracción en cuatro fases principales:

a) **Tostación incompleta:**
 $2\text{S Cu} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$

b) **Fusión.** El sulfuro de hierro no tostado reacciona sobre el óxido de cobre:



El óxido de hierro se combina con las materias silíceas, formando silicato de hierro fusible, llamado escorias:

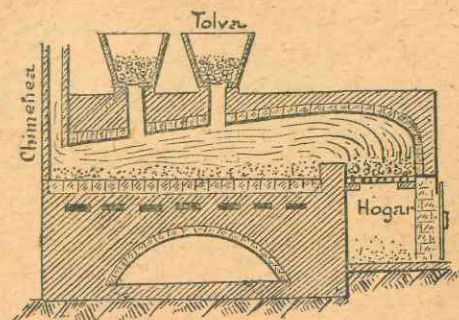
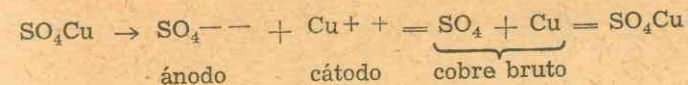


Fig. 344. - Tostación de la pirita cuprosa.

Repetiendo varias veces estas operaciones va disminuyendo el hierro y aumenta la proporción del cobre; la masa que queda se llama "mata" cobriza.

c) **Tostación completa.** — La mata está formada casi totalmente de sulfuro de cobre, el cual se tuesta formándose SO_2 y cobre impuro (color negro).

d) **Afinación** (fig. 345). — El cobre negro se purifica en la industria por electrólisis, poniéndolo en una cuba que contenga una solución de SO_4Cu y cátodo de cobre puro. Se obtiene de esta manera el cobre electrolítico.



El SO_4Cu que pierde el baño se regenera a expensa del Cu bruto.

302. Propiedades físicas. — Es un metal rojo, muy maleable y muy dúctil. Es buen conductor del calor y de la electricidad. Funde a 1083°C . Se volatiliza a 2310°C . Su densidad es de 8,94.

Propiedades químicas. — El cobre no se altera en el O ni en el aire seco a la temperatura ordinaria; pero al contacto del aire húmedo se cubre de una capa verdosa de carbonato básico CO_3Cu , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ llamada vulgarmente cardenillo (1) o verdete. El metal calentado al aire se transforma en óxido cúprico CuO , negro.

El SO_4H_2 lo disuelve en caliente; el NO_3H diluido lo ataca en frío; el SH_2 lo ennegrece por la formación de SCu .

(1) El verdadero cardenillo es el acetato de cobre.

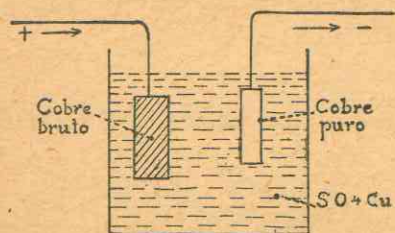


Fig. 345. - Principio de la afinación electrolítica del cobre.

El Cu desaloja algunos metales de sus disoluciones: Hg, Ag, etc., mientras que el Fe, el Zn, el Mg, precipitan el Cu.

Las sales de cobre son venenosas. De ahí la necesidad de estañar los utensilios empleados en el arte culinario.

Aplicaciones. — El cobre reducido a láminas sirve para la fabricación de calderas, alambiques, utensilios de cocina. Reducido a alambres el Cu sirve de conductor para la electricidad: telégrafos, teléfonos, dínamos, etc.

En estado de aleación tiene importantes aplicaciones: fabricar el bronce, el latón.

Bronce. — Es una aleación de cobre (95) y estaño (4) y zinc (1). Según los componentes que acompañan a estos metales se distinguen los bronces: fosforosos, al manganeso, al aluminio, siliciosos.

Latón. — Es una aleación de cobre (67) y zinc (33) con una cantidad reducida de plomo.

Otras aleaciones. — El *maillechort* o plata alemana. Se compone de cobre (50), zinc (25) y níquel (25). El *constantan*, aleación compuesta de cobre (60) y níquel (40).

438. **Compuestos del cobre.** — El cobre proporciona dos series de compuestos:

1º **Cúpricos.** — El Cu funciona como bivalente:



2º **Cuprosos.** — El Cu funciona como monovalente:



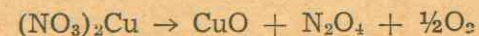
OXIDO CUPRICO: Cu O

439. **Preparación.** — Se obtiene:

1º por oxidación completa del Cu al aire libre a temperatura elevada:



2º por calcinación del nitrato de cobre (NO₃)₂Cu:



Propiedades. — Es un sólido negro, fácilmente reducido por el CO, el H. Se usa en el análisis de las sustancias orgánicas; para colorear el vidrio de verde; en la refinación del petróleo; para absorber los compuestos del azufre.

OXIDO CUPROSO: Cu₂O (sub-óxido de cobre)

440. **Preparación.** — Se obtiene por la reducción del acetato de cobre por la glucosa.

Propiedades. — Es un polvo rojo cristalino; se encuentra libre. Es insoluble en el agua; su hidróxido tiene color amarillo. Se emplea para dar al vidrio color rojo rubí.

SULFATO CUPRICO: (SO₄Cu, 5H₂O). (Vitriolo azul, caparrosa azul)

441. **Preparación.** — Se obtiene tostando al aire las piritas de cobre y lixiviando la masa tostada, o bien tratando por SO₄H₂ las virutas, limaduras de cobre.

Propiedades. — El sulfato de cobre es un sólido azul, cristalizado en el sistema triclinico con 5H₂O, soluble en el agua, insoluble en el alcohol. Calentado a 240°C. el SO₄Cu pierde su agua de cristalización y se vuelve blanco, pulverulento. Al hidratarse adquiere nuevamente su color azul.

Aplicaciones. — El SO₄Cu sirve en galvanoplastia, en tintorería, en agricultura, para la conservación de la madera.

El SO₄Cu anhidro se utiliza para reconocer el alcohol absoluto.

Símbolo: Mg		Densidad: 1,75
Molécula: Mg	MAGNESIO	Peso atómico: 24,32
Valencia: Mg =		Nº atómico: 12

442. **Estado natural.** — El magnesio existe en la naturaleza en estado de combinación. Sus principales minerales son: la dolomita (carbonato doble de calcio y magnesio); la magnesita (carbonato de mag-

nesio anhidro); la boracita (borato de magnesio); la serpentina, el talco, el amianto (silicatos de magnesio).

Preparación. — Puede obtenerse por electrólisis del Cl_2Mg anhidro; pero en la práctica se prefiere la carnalita fundida (Cl_2Mg , ClK , $6\text{H}_2\text{O}$) figura 346.

La reacción se verifica en una vasija de hierro que sirve de cátodo; la tapa superior cierra herméticamente y da paso a dos tubos por medio de los cuales un gas inerte circula en el aparato. El ánodo de carbón penetra en la carnalita fundida y está rodeado de un cilindro de porcelana, el cual lleva en su parte superior un tubo de escape para el cloro. El recipiente se calienta exteriormente para mantener la carnalita en fusión.

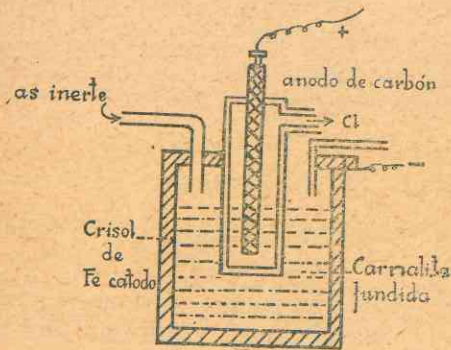


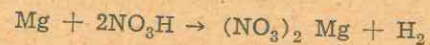
Fig. 346. — Preparación electrolítica del magnesio.

Cuando pasa la corriente, el cloro formado alrededor del ánodo sale por la abertura superior; el Mg sube a la superficie de la carnalita; el gas inerte que llena el aparato impide la oxidación del metal; el cilindro de porcelana impide al Cl que reaccione con el Mg.

Propiedades físicas. — Es un metal blanco. Su densidad es de 1.75. Funde a los 650°C . y destila a temperatura elevada. Puro, es maleable. Poco dúctil.

Propiedades químicas. — El Mg es inalterable en el aire seco; se altera por la acción de la humedad. Calentado en el aire arde con luz deslumbradora, formando MgO .

El Mg calentado descompone el vapor de agua. Es un reductor enérgico. Con NO_3H da un nitrato e H.

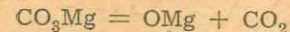


Aplicaciones. — La llama brillante del magnesio, rica en rayos actínicos, es utilizada en la fotografía nocturna o en lugares oscuros. El Mg se usa en los fuegos artificiales. Forma varias aleaciones, entre otras, el magnalio (Al y Mg). En los laboratorios, sirve como reductor para obtener el B, el Si.

COMPUESTOS DEL MAGNESIO

Oxido de magnesio

443. Se obtiene comercialmente calentando el carbonato:



Propiedades. — Es un polvo blanco, ligero, fusible a la temperatura del arco eléctrico, llamado vulgarmente **magnesia calcinada**. Es poco soluble en agua.

Aplicaciones. — En medicina, se emplea como antídoto de los ácidos en general, y en particular, del anhídrido arsenioso. Es purgante tomada en dosis elevada. Se usa para fabricar crisoles y ladrillos de ciertas partes de los altos hornos.

Sulfato de magnesio. — $\text{SO}_4\text{Mg} + 7\text{H}_2\text{O}$.

Sinonimia. — Sal inglesa, sal de Epsom o de Sedlitz.

Estado natural. — Existe disuelto en el agua del mar y en ciertas aguas minerales (Epsom, Sedlitz) que las hace purgativas. En la quiescencia SO_4Mg , H_2O ; en la carnalita ClK , SO_4Mg , $3\text{H}_2\text{O}$.

Preparación. — Se obtiene tratando la dolomita o carbonato de calcio y magnesio por el SO_4H_2 :



Propiedades. — Es una sal blanca, de sabor amargo, soluble en el agua; las aguas que lo contienen son duras. Por el calor se deshidrata.

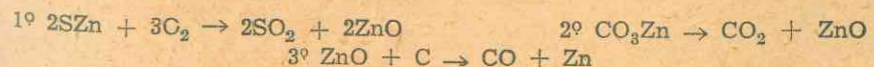
Aplicación. — El sulfato de magnesio se emplea en medicina como purgante; sirve en la preparación de la magnesia blanca, en la fabricación de jabones, pinturas, en el tinte de los tejidos de algodón, en el curtido de cueros, etc.

Símbolo: Zn	Densidad: 6,90
Molécula: Zn	Peso atómico: 65,38
Valencia: Zn =	Nº atómico: 30

ZINC

444. **Estado natural.** — Los principales minerales de zinc, son la blenda, sulfuro de zinc (SZn); la zincita, óxido de zinc (ZnO); la smithsonita CO_3Zn ; la franklinita, óxido de zinc, hierro y manganeso, la calamina: $\text{Si}_2\text{O}_5\text{H}_2\text{Zn}$.

Extracción (fig. 347). — Se obtiene por tostación de los sulfuros o por calcinación de los carbonatos que pasan a óxido, el cual se reduce por el carbón:



Propiedades físicas. — El zinc es un metal blanco azulado, de textura cristalina, frágil a la temperatura ordinaria, dúctil y maleable entre 100°C. y 150°C. A los 200°C. puede pulverizarse en un mortero.

El zinc se funde a 420°C. y hierve a 930°C. Su densidad es de 6,9.

Propiedades químicas. —

El zinc es inalterable en frío en el aire seco; al aire húmedo se cubre de una capa delgada e impermeable de carbonato básico de zinc que impide la oxidación del resto del metal. Al rojo arde en el aire con llama azulada. El zinc

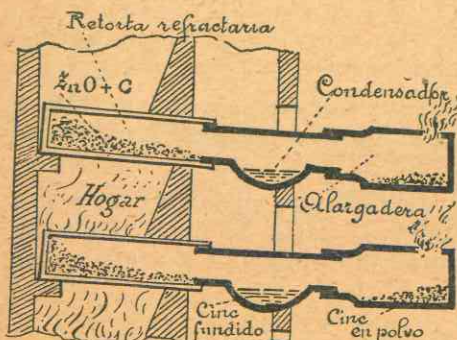


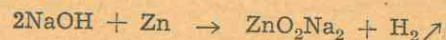
Fig. 347. - Extracción del zinc.

con polvo se combina con S por acción del calor. Una mezcla de polvo de zinc (o de S) y de ClO_3K es detonante por percusión.

El zinc ordinario reacciona con los ácidos diluidos en frío, dando H.

El zinc pulverizado es un reductor enérgico.

El zinc se disuelve en las disoluciones hirvientes de KOH y NaOH con desprendimiento de H. y formación de zincatos:



Aplicaciones. — Se emplea en la construcción de techos, tinas para baños, baldes, goteras, etc.; en la obtención de hidrógeno, construcción de pilas eléctricas. Entra en la formación de algunas aleaciones: latón o cobre amarillo; el maillechort (Zn, Cu, Ni). Se lo emplea también en la galvanización de hierro (láminas, tubos, alambres, etc.), en la fabricación del blanco de zinc.

445. Compuestos del zinc:

Oxido de zinc. — ZnO .

El óxido natural es la *zincita*.

Obtención. — En el laboratorio se obtiene el ZnO por calcinación del carbonato o del nitrato de zinc. La industria prepara el ZnO (blanco de zinc) por la combustión del metal (fig. 348).

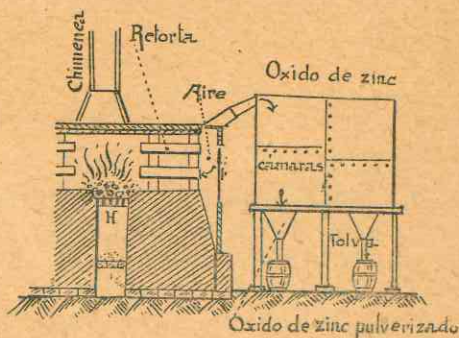
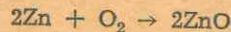


Fig. 348. - Obtención del óxido de zinc.

Este se calienta a temperatura elevada en retortas de barro; los vapores de zinc se queman en una corriente de aire y dan el óxido que pasa a una serie de cuartos donde se condensa

Propiedades. — El ZnO es blanco en frío y amarillo en caliente; es insoluble en el agua; se sublima en el horno eléctrico; se reduce por el carbón.

Es un **óxido indiferente o anfótero**: con los ácidos forma sales y con las bases, zincatos.



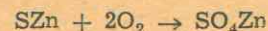
Aplicaciones. — Es empleado en pintura para reemplazar el albayalde (carbonato básico de plomo); tiene la ventaja sobre el anterior de no ser venenoso ni de ennegrecer bajo la acción del ácido sulfhídrico.

El ZnO disuelto en Cl_2Zn y mezclado con una pequeña cantidad de CO_3Na_2 da una pintura que resiste al aire y a la humedad. Entra en la composición de algunos artículos de caucho (llantas de automóviles). Se emplea también en medicina.

Sulfato de zinc: $\text{SO}_4\text{Zn} + 7\text{H}_2\text{O}$ (vitriolo blanco).

Preparación. — Se obtiene:

a) por tostación del SZn :



b) por la acción del SO_4H_2 diluido en el zinc:



Aplicaciones. — Se emplea como desinfectante y antiséptico; la industria tintorera lo utiliza como reserva en la estampación.

Propiedades. — Es una sal blanca cristalizada; es muy soluble en el agua.

Molécula: Cd

Símbolo: Cd

Valencia: Cd =

CADMIO

Densidad: 8,2

Peso atómico: 112,41

Nº atómico: 48

446. Estado natural. — Se encuentra al estado de sulfuro (greenokita) y en todos los minerales de zinc.

Extracción. — En la reducción por el carbón de los minerales de zinc cadmíferos, el Cd que es más volátil que el zinc destila primero y se encuentra en los primeros polvos recogidos en las alargaderas: estos polvos o cadmias se disuelven en ClH , que disuelve el cadmio y el zinc; por la

acción del CO_2 (NH_4)₂ precipita el cadmio al estado de carbonato el cual es reducido por el carbón.

Propiedades. — El cadmio es un metal blanco; su densidad es de 8.2, es dúctil y maleable; funde a 320°C.; hierve a 780°C. formando vapores anaranjados.

Al aire no se altera; por el color se cubre de una capa de óxido. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico lo atacan difícilmente, dando H. Es atacado con facilidad por el ácido nítrico diluido.

Aplicaciones. — El cadmio en la composición de algunas ligas fusibles; los dentistas emplean la amalgama de cadmio; el sulfuro se utiliza en pintura (amarillo cadmio) y en pirotécnica para fuegos azules. El ioduro y el sulfato tienen algunas aplicaciones en medicina.

EJERCICIOS

COBRE

1. Son atacados completamente por el ácido sulfúrico concentrado y en caliente 12,5 gr. de cobre:

- ¿Cuál es el volumen del gas obtenido?
- Dicho gas es recibido en una solución de soda. Calcular el aumento de la masa de esta solución.

2. Calentando 9,5 gr. de cobre con ácido sulfúrico concentrado se obtiene después de la disolución del residuo en el agua y evaporación 37,5 gr. de sulfato de cobre cristalizado de fórmula $\text{SO}_4\text{Cu} + n\text{H}_2\text{O}$:

- Calcular el valor de n en esta fórmula.
- El volumen del anhídrido sulfuroso obtenido durante la reacción.

3. Una lámina de hierro sumergida en una solución de sulfato de cobre ha sufrido un aumento de peso de 4,5 gr. ¿Cuál es el peso de sulfato de cobre depositado por la introducción de la lámina de hierro.

4. ¿Qué masa de sulfato de cobre cristalizado $\text{SO}_4\text{Cu} + 5\text{H}_2\text{O}$ puede obtenerse con una tonelada de piritita cuprosa ($\text{SCu}_2 + \text{S}_3\text{Fe}_2$), siendo el rendimiento de 50 %?

PREGUNTAS

El cobre y sus aleaciones.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 447. Obtención del cobre. — 448. Acción de los ácidos sobre el cobre. — 449. Cobreado. — 450. Deshidratación del sulfuro de cobre. — 451. Características de las sales de cobre. — 452. Comprobación de la presencia del cobre en una reacción. — 453. Combustión del magnesio. — 454. Reducción del CO_2 por el magnesio. — 455. Características de las sales de magnesio. — 456. Combustibilidad del zinc. — 457. Características de las sales de zinc. 458. Características de las sales de cadmio.

447. Obtención del cobre:

a) **Reducción del CuO por el carbón.** — En un crisol mezclar CuO y polvo de carbón; calentar fuertemente durante bastante tiempo; dejar enfriar, teniendo tapado el crisol para evitar la entrada del aire. Se podrá observar después de esta operación la existencia del cobre reducido.

b) **Reducción por la llama del soplete.** — En una cavidad practicada en un trozo de carbón de pino echar un poco de carbonato cúprico y de carbonato de sodio, calentar con la llama reductora del soplete; observar la formación sobre el carbón de laminillas de cobre.

448. Acción de los ácidos sobre el cobre:

Acción del ácido sulfúrico. — Colocar en un tubo de ensayo fragmentos de cobre y ácido sulfúrico concentrado. En frío, el ataque es débil; en caliente, la reacción es muy activa, hay desprendimiento de SO_2 y formación de SO_4Cu .

Acción del ácido nítrico. — En un tubo de ensayo colocar unas laminillas de cobre y ácido nítrico. El ataque es intenso aún en frío, con producción de vapores rutilantes y formación de $(\text{NO}_3)_2\text{Cu}$.

449. Cobreado:

a) **Por precipitación** (fig. 349). — Introducir en un tubo de ensayo una solución de SO_4Cu y un objeto de hierro bien limpio; en unos minutos se habrá recubierto de una capa de cobre metálico.

b) **Por electrólisis** (fig. 350). Proceso galvánico. — Colocar en un vaso electrolítico con ánodo de cobre, una solución de SO_4H_2 ; en el cátodo, colocar el objeto metálico que se desea cobrear, después de haber sido lavado con NaOH y agua. Al pasar la corriente eléctrica el objeto quedará recubierto de cobre.



Fig. 349. - Acción del hierro sobre el SO_4Cu .

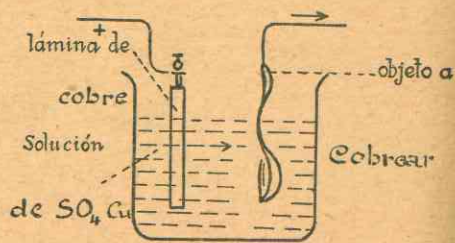


Fig. 350. - Principio del cobreado galvánico.

450. **Deshidratación del sulfuro cúprico.** — Calentar sobre una lámina de platino unos cristales de SO_4Cu . Esta sal se convertirá en un polvo blanco. Colocar, en un tubo de ensayo, alcohol a 90° y un poco de este polvo blanco pronto recobrará el color azul. Esto indicará que dicho alcohol contiene agua, lo que no sucederá con el alcohol absoluto.

451. CARACTERISTICAS DE LAS SALES DE COBRE:

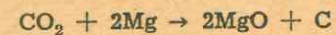
Acido sulfhídrico:	Precipitado negro de sulfuro de cobre insoluble en ClH .
Bases alcalinas ...:	Precipitado azul de $(\text{HO})_2\text{Cu}$.
Ferrocianuro de potasio	Precipitado pardo de ferrocianuro de cobre.
Amoníaco	Precipitado azul-verdoso que se transforma en azul intenso, soluble, en celeste por un exceso de reactivo.
Hierro, zinc	Precipitan el cobre de sus soluciones salinas.

452. **Comprobación de la presencia del cobre en una aleación.** — Proceder a la disolución de un poco de la misma en el ácido nítrico diluido, filtrar y aplicar los reactivos del cobre.

453. **Combustión del magnesio.** — Mezclar polvo de magnesio (dos partes) con polvo de clorato de potasio (3,5 p.); disponer la mezcla en pequeñas cantidades sobre un ladrillo; acercar una luz puesta en el extremo de un palito. La combustión es viva y rápida; forma el llamado relámpago de los fotógrafos.

454. **Reducción del CO_2 por el magnesio.** — Llenar de CO_2 un frasco de un litro, de boca ancha. Introducir en dicho frasco una cinta de

magnesio encendida; continuará ardiendo, dejando carbono en libertad.



455. CARACTERISTICAS DE LAS SALES DE MAGNESIO:

Bases alcalinas	Precipitado gelatinoso de hidróxido de magnesio.
Fosfato de sodio ..	Precipitado blanco de fosfato magnésico amónico: $\text{PO}_4\text{Mg}(\text{NH}_4)$. Soluble en los ácidos.
Cloruro de amonio	
Amoníaco en exceso	

456. **Combustibilidad del zinc.** — Mezclar bien en un mortero seco, polvo de zinc (una parte) y iodo (dos partes) muy secos. Añadiendo unas gotas de agua, se combinan estos elementos espontáneamente y con viveza.

Calentado al rojo, en contacto con el aire, el zinc arde con una llama verdosa y brillante, produciéndose espesos humos blancos de óxido de zinc (figura 351).



Fig. 351. - Combustión del zinc.

457. CARACTERISTICAS DE LAS SALES DE ZINC:

Acido sulfhídrico	Precipitado blanco de sulfuro de zinc.
Bases alcalinas	
$\text{Zn}(\text{OH})_2$..	Precipitado blanco de $\text{Zn}(\text{OH})_2$, soluble en un exceso de reactivo.

458. CARACTERISTICAS DE LAS SALES DE CADMIO:

Bases alcalinas ..:	Precipitado blanco de $\text{Cd}(\text{OH})_2$
Acido sulfhídrico ..:	Precipitado amarillo de sulfuro de cadmio.

RESUMEN

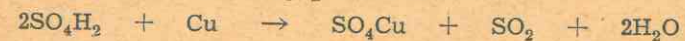
I — COBRE: Cu.

- Minerales de cobre** {
 1º Sulfuros: calcosina, calcopirita.
 2º Oxidos: cuprita.
 3º Carbonatos: malaquita, azurita.
- Metalurgia** {
 1º Los minerales sulfurados son tostados y luego transformados en la "mata" (mineral enriquecido con 35 a 40 % de Cu) formada por una mezcla de SCu y SFe.
 La mata es transformada a su vez en cobre bruto en un convertidor análogo al convertidor Thomas. El cobre bruto es luego afinado.
 2º Los minerales oxidados son reducidos por el carbón.
- Refinación electrolítica** {
 1º El ánodo es cobre impuro que se disuelve en una solución de sulfato de cobre.
 2º El cátodo es una lámina de cobre puro que aumenta de volumen por la electrólisis.
- Propiedades físicas y mecánicas** {
 1º Sólido, de color rojo; densidad: 8,9; punto de fusión 1050°C.
 2º Maleable, dúctil, tenaz.
 3º Muy buen conductor del calor y de la electricidad.
- Propiedades químicas** .. {
 Acción del oxígeno del aire {
 1º No se oxida en el oxígeno puro a la temperatura ordinaria.
 2º Se oxida, calentado en el aire dando CuO (negro) o Cu₂O (rojo).
 3º Se recubre de cardenillo en presencia del CO₂ y del vapor de agua del aire.
 4º Se oxida al aire en presencia del amoníaco que disuelve al óxido formado.

- Propiedades químicas** (Cont.) {
 Se combina con todos los metaloides excepto con el N y el C.
 Forma con los metales aleaciones importantes.
 Es atacado en caliente por SO₄H₂ y ClH; fuertemente en frío por NO₃H (grabado sobre cobre).
- Aplicaciones** {
 Fabricar calderas, alambres, hilos conductores de la electricidad.
 Para fabricar aleaciones.
- Principales aleaciones** {
 1º Latón: cobre zinc.
 2º Mallechort: cobre, zinc, níquel.
 3º Bronce: cobre, estaño.
 4º Bronce de aluminio: cobre, aluminio.
 5º Aleaciones preciosas: cobre y plata u oro.

SULFATO DE COBRE: SO₄Cu.

Preparación. — Acción del SO₄H₂ sobre el cobre:



- Propiedades** {
 Del SO₄Cu cristalizado {
 1º Grandes cristales de fórmula SO₄Cu + 5H₂O
 2º Estos cristales se vuelven blancos por deshidratación.
 3º Muy soluble en agua.
- De la solución {
 1º Líquido azul, enrojece el papel tornasol.
 2º Se descompone por:
 a) el hierro, el zinc, etc.
 $\text{SO}_4\text{Cu} + \text{Fe} \rightarrow \text{SO}_4\text{Fe} + \text{Cu}$
 b) por las bases fuertes:
 $\text{SO}_4\text{Cu} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{SO}_4\text{Na}_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2$
 c) por la corriente eléctrica.
- Aplicaciones** {
 1º Galvanoplastia, cobreado del hierro.
 2º Antiséptico: sulfatado del trigo; caldo bordalés para la vid.
- Otros compuestos del cobre** {
 Óxido cúprico: CuO: se utiliza para análisis en química; colorear el vidrio de verde.
 Óxido cuproso: Cu₂O: se utiliza para dar color rojo rubí al vidrio.

II — MAGNESIO: Mg

Estado natural	{	Sus principales minerales son: la dolomita (carbonato doble de calcio y magnesio); la magnesita (carbonato de magnesio hidratado); la boracita (borato de magnesio); la serpentina, talco, amianto (silicatos de magnesio).
Preparación		<ol style="list-style-type: none"> 1º Por electrólisis del cloruro de magnesio Cl_2Mg. 2º Por electrólisis de la carnalita fundida, Cl_2Mg, ClK, $6\text{H}_2\text{O}$.
Propiedades químicas	{	<ol style="list-style-type: none"> 1º Es un metal blanco; su densidad es de 1.75. 2º Funde a 650°C. 3º Puro es maleable; poco dúctil.
Propiedades físicas		<ol style="list-style-type: none"> 1º Es inalterable al aire seco. 2º Calentado arde en el aire con luz deslumbradora dando MgO. 3º Calentado descompone el vapor de agua 4º Es un reductor enérgico.
Aplicaciones	{	Forma aleaciones: magnalio (Al y Mg), etc. Sirve como reductor en los laboratorios. En fotografía.
Compuestos del magnesio		<ol style="list-style-type: none"> a) Magnesia MgO: usada en medicina como purgante. Antídoto del anhídrido arsenioso. Fabricar crisoles, ladrillos para altos hornos. b) Sulfato de magnesio SO_4Mg, $7\text{H}_2\text{O}$: empleado como purgante; fabricar jabones. c) Cloruro de magnesio Cl_2Mg, $6\text{H}_2\text{O}$: utilizado para obtener la magnesia; en tintorería. d) Carbonato de magnesio CO_3Mg, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $3\text{H}_2\text{O}$: empleado como purgante.

III — ZINC: Zn

Estado natural. — Existe al estado de sulfuro SZn (blendá) y de carbonato CO_3Zn (Smithsonita).

Metalurgia	{	Método	{	<ol style="list-style-type: none"> 1º Los minerales son transformados en óxidos por tostación o calcinación. 2º Los óxidos son reducidos por el carbón:
		químico		$\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}$
	{	Método	{	Electrólisis del sulfato de zinc
	{	electrolítico		SO_4Zn obtenido por tostación del mineral.

Propiedades físicas	{	<ol style="list-style-type: none"> 1º Metal blanco azulado; densidad: 7,12. 2º Funde a 410°C.; se volatiliza a 930°C. 3º Maleable cuando es puro, quebradizo cuando es impuro.
Propiedades químicas		<ol style="list-style-type: none"> 1º Acción del aire. <ol style="list-style-type: none"> a) Inalterable al aire o en el oxígeno seco, a la temperatura ordinaria. b) Se recubre de una capa impermeable y superficial de carbonato básico bajo la influencia del aire húmedo y del gas carbónico. c) Arde al rojo con una llama verduzca y brillante, dando ZnO. 2º Se combina fácilmente con el cloro y el azufre. 3º Forma numerosas aleaciones con los demás metales. 4º Es atacado por los ácidos diluïdos.
Aplicaciones ..	{	<ol style="list-style-type: none"> Del zinc ... <ol style="list-style-type: none"> 1º Goteras, bañaderas, techados, etc. 2º Construcciones de pila, preparación del hidrógeno. De las aleaciones
Compuestos del zinc		<ol style="list-style-type: none"> 1º Latón y maillechort. 2º Protección del hierro (hierro galvanizado). <p>Oxido de zinc ZnO: producción de la combustión del zinc al aire. Empleado en pintura. No se ennegrece. No es venenoso.</p> <p>Sulfato de zinc (SO_4Zn, $7\text{H}_2\text{O}$): utilizado como desinfectante y antiséptico. En tintorería.</p>

IV — CADMIO: Cd.

Estado natural. — Al estado de sulfuro (greenokita).

Extracción	{	Se obtiene por reducción, por el carbón, de los minerales de zinc cadmíferos. Siendo el Cd más volátil, es recibido el primero en las alargaderas mezclado con zinc.
		Esta mezcla es tratada con ClH que disuelve el Cd y el Zn y luego con carbonato de amonio que precipita el cadmio al estado de carbonato, el cual es reducido por el carbón.
Propiedades químicas ..	{	<ol style="list-style-type: none"> 1º Es un metal blanco. 2º Su densidad es de 8.2. 3º Es dúctil y maleable; funde a 320°C.

- Propiedades físicas {
 1º Al aire no se altera.
 2º Atacado difícilmente por los ácidos; clorhídrico, sulfúrico.
 3º Atacado con facilidad por el ácido nítrico.
- Aplicaciones {
 Forma aleaciones fusibles.
 Empleado bajo la forma de amalgama de cadmio por los dentistas.

CAPITULO XXI

SODIO, POTASIO, LITIO Y AMONIO

I. — PARTE TEORICA



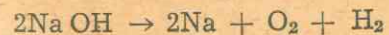
Sumario: 459. Sodio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 460. Compuestos de sodio. Peróxido de sodio. — 461. Hidróxido de sodio. — 462. Cloruro de sodio. — 463. Sulfato de sodio. — 464. Nitrato de sodio. — 464 bis. Carbonato de sodio. — 465. Bicarbonato de sodio. — 466. Potasio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 467. Compuesto de potasio: Hidróxido de potasio. — 468. Clorato de potasio. — 469. Nitrato de potasio. — 470. Carbonato de potasio. — 471. Litio: Estado natural. — Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 472. Amonio: Preparación. Propiedades. — 473. Compuesto de amonio: Cloruro de amonio.

Símbolo: Na		Densidad: 0,97
Molécula: Na	SODIO	Peso atómico: 22,97
Valencia: Na —		Nº atómico: 11

459. Estado natural. — Se encuentra al estado de *cloruro* en las aguas del mar y en las minas de sal gema, al estado de nitrato, de silicato, de borato, etc. Algunas aguas contienen sulfato de sodio. Antiguos lagos depositan carbonato de sodio.

Preparación (fig. 352). — El sodio se prepara:

a) Por electrólisis del hidróxido fundido:



El aparato es un recipiente cilíndrico de hierro; el cátodo es una barra de hierro que atraviesa el fondo del cilindro; el ánodo consta de varias placas de hierro (de carbón o de níquel), las cuales cuelgan de

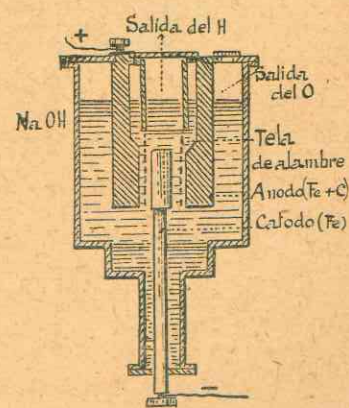
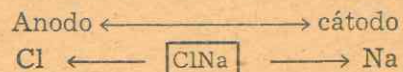


Fig. 352. - Preparación electrolítica del sodio.

la parte superior del recipiente y rodean el cátodo. En el espacio limitado por las placas del ánodo está suspendido un cilindro metálico de tapa móvil, cuya parte inferior es de tela de alambre. Cuando la corriente atraviesa el NaOH fundido, el Na y el H aparecen en el cátodo y el O en el ánodo. El Na fundido, más liviano que el Na OH, se reúne debajo del cilindro central; el H se secapa levantando la tapa del cilindro; el O sale por otra abertura, sin ponerse en contacto con el Na ni con el H.

b) Por electrólisis de una solución acuosa de cloruro de sodio (fig. 353):



Propiedades físicas. — Es un metal blando como la cera, de aspecto metálico cuando está recién cortado; se empaña fácilmente al contacto del aire. Su densidad es de 0,97. Funde a 95,6°C.

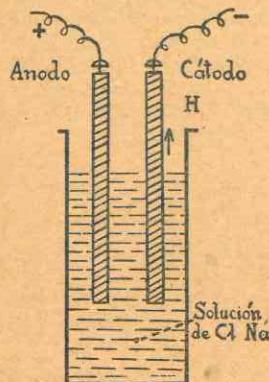


Fig. 353. — Electrólisis del cloruro de sodio en solución OH.

Propiedades químicas. — El sodio forma con el H un hidruro cristalizado (NaH). Es un cuerpo muy reductor.

El sodio descompone el agua a temperatura ordinaria:

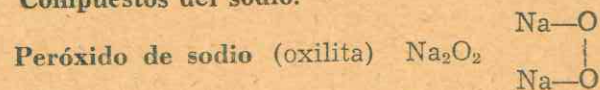


El sodio puede formar aleaciones con el Al, Mg, Sn, K, Hg. Se conserva en aceite de nafta.

Aplicaciones. — El sodio se emplea como reductor; sirve para la preparación del boro, de los cianuros, del peróxido de sodio.

Se usa para secar los aceites, algunos gases. La amalgama de sodio se emplea como hidrogenante (al contacto del agua).

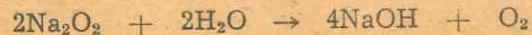
460. **Compuestos del sodio.**



Preparación. — El peróxido de sodio se obtiene calentando trozos de sodio en una corriente de oxígeno a una temperatura de 400°C.:



El Na_2O_2 reacciona enérgicamente con el agua, produciendo Na OH y O:



El Na_2O_2 se usa en los laboratorios para la preparación del O. Generalmente se incorpora a la oxilita una pequeña cantidad de SO_4Cu para acelerar su descomposición (sustancia catalítica); de ahí el color azulado de la solución de Na OH después de la reacción.

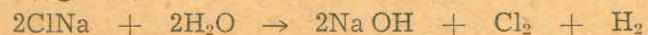
Hidróxido de sodio o sosa cáustica Na OH.

461. **Preparación.** — El hidróxido de sodio puede prepararse:

1º Por la acción de la cal sobre una disolución de carbonato de sodio:



2º Por electrólisis de una disolución concentrada de cloruro de sodio (fig. 354):



Para evitar que el Cl se combine con H o con el Na OH, se separa el ánodo del cátodo por medio de un tabique poroso (diafragma), el cual deja pasar los iones, pero no los gases.

Cuando pasa la corriente, el Na se desprende en el cátodo y el cloro en el ánodo; el sodio descompone el agua dando H y Na OH.

El Na OH sólido se funde y se vacía en moldes.

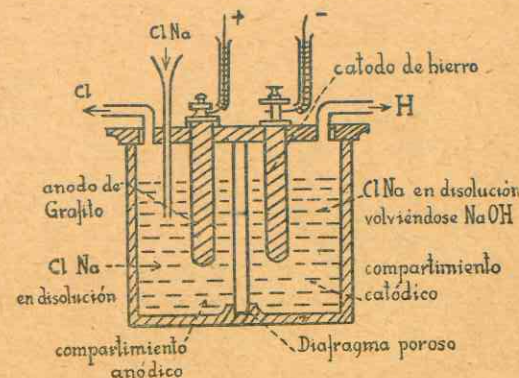


Fig. 354. — Preparación del hidróxido de sodio por electrólisis.

Propiedades. — La sosa cáustica es un cuerpo sólido, blanco, de estructura fibrosa. Su densidad es de 2. Con el agua forma una lejía de sosa. Es una base enérgica. En el aire absorbe CO_2 dando CO_3Na_2 . Es muy deliquescente. Ataca las sustancias orgánicas.

Aplicaciones. — Se utiliza en la fabricación de los jabones.

Cloruro de sodio ClNa

462. **Sinonimia** — Sal marina, sal gema, sal común, halita.

Estado natural. — Se halla disuelto en las aguas del mar y en numerosos manantiales; en las salinas; en las minas de sal gema.

Extracción. — La *sal gema* se extrae como cualquiera piedra de cantera o también horadando pozos a los cuales se conduce el agua para disolver la sal; la disolución se extrae con bombas y se abandona a la evaporación.

La *sal marina* se obtiene evaporando el agua del mar en estanques de mucha superficie y poco fondo, llamados "salinas" (fig. 355).

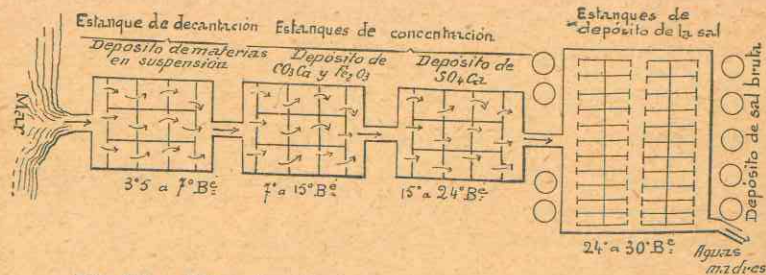


Fig. 355. - Extracción del cloruro de sodio en las salinas de mar.

Propiedades. — El cloruro de sodio es una sal incolora y transparente, de sabor salado. Densidad es de 2,1. Se funde a 800°C.

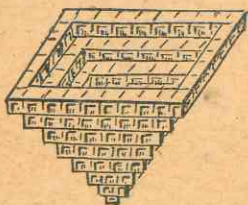


Fig. 356. - Cristal de cloruro de sodio (tolva).

Cristaliza en cubos que se agrupan formando *tolvas*, que son pirámides huecas y cuyas paredes están dispuestas como escalinatas (fig. 356). Desflagran cuando se calientan a causa del agua interpuesta entre las partículas. Es soluble en el agua, tanto en frío como en caliente.

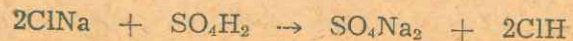
Aplicaciones. — Es empleado en la alimentación y en la preparación de los compuestos del cloro y del sodio.

Sulfato de sodio $\text{SO}_4\text{Na}_2, 10\text{H}_2\text{O}$

463. **Sinonimia.** — Sal de Glauber.

Estado natural. — Existe en las aguas de mar y en estado sólido bajo el nombre de thenardita.

Preparación. — El sulfato de sodio se prepara tratando el cloruro de sodio por el ácido sulfúrico a temperatura elevada:



Propiedades. — El sulfato de sodio es una sal blanca que cristaliza con 10 moléculas de agua. Tiene un sabor fresco y amargo. Es soluble en el agua. Funde en su agua de cristalización. Es eflorescente, perdiendo poco a poco su agua de cristalización.

Aplicaciones. — Es empleado para la fabricación del carbonato de sodio y para la del vidrio. En medicina es usado como purgante.

Nitrato de sodio NO_3Na

464. **Sinonimia.** — Salitre de Chile.

Estado natural. — El nitrato de sodio abunda en Perú, Bolivia y sobre todo en Chile; lo llaman *caliche* y dan el nombre de calicheras a las capas terrosas que lo contienen.

Obtención. — El caliche contiene de 30 a 60 % de nitrato de sodio, un poco de cloruro, de sulfato y de iodato de sodio, mezclado con materias ferrosas. El caliche pulverizado se trata por el agua que disuelve las sales solubles. El nitrato de sodio se purifica por cristalización

Propiedades. — El NO_3Na cristaliza en romboedros anhidros, delicuescente, más soluble en caliente que en frío.

Con los combustibles da mezclas detonantes.

Aplicaciones. — Se emplea como abono en agricultura; para la preparación del ácido nítrico y el nitrato de potasio.

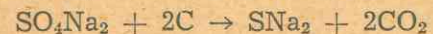
Carbonato de sodio: $\text{CO}_3\text{Na}_2, 10\text{H}_2\text{O}$

464 bis. **Sinonimia.** — Soda; cristales de soda.

Estado natural. — Existe en las cenizas de las plantas marinas y en ciertos lagos de Egipto.

Preparación. — La soda artificial se prepara ahora por dos métodos: el método de Leblanc y el método de Solvay.

Método de Leblanc (fig. 357). — El cloruro de sodio se transforma primeramente en sulfato de sodio. Este se calcina y luego se trata con carbonato de calcio y carbón. Las sustancias se reducen a polvo y se mezcla éste íntimamente; luego la mezcla se calienta en un horno giratorio:



La mezcla de CO_3Na_2 y SCa , contiene muchas impurezas; se

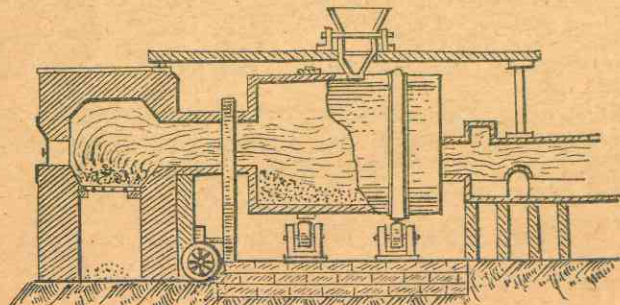
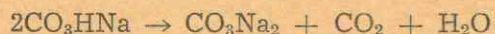


Fig. 357. - Horno giratorio para la fabricación de la sosa (método de Leblanc).



El CO_3HNa por el calor se transforma en carbonato neutro:



Se regenera el NH_3 , tratando el ClNH_4 por la cal.

Propiedades. — Es una sal blanca; es eflorescente (pierde agua de cristalización); es muy soluble en el agua; insoluble en el alcohol. La disolución de CO_3Na_2 tiene reacción alcalina (hidrólisis).

Aplicaciones. — El CO_3Na_2 se emplea en la fabricación del vidrio y del jabón; en el blanqueo; en la tintorería; en la preparación de la sosa cáustica, del bórax, de los sulfatos.

Bicarbonato de sodio o carbonato ácido CO_3HNa .

465. **Estado natural.** — Existe en algunas aguas minerales.

Preparación. — Se obtiene haciendo pasar una corriente de CO_2 por una solución de CO_3Na_2 :



Propiedades. — Es un cuerpo sólido blanco; tiene un sabor salado y reacción alcalina; es soluble en agua.

Aplicaciones. — Es empleado en medicina para las afecciones estomacales (gástricas). Sirve en la preparación de las pastillas de Vichy; de las aguas artificiales. Se usa también en la panificación.

lixivia para separar el CO_3Na_2 , el que se purifica y se abandona a la cristalización.

Método de Solvay. — Se hace pasar CO_2 sobre una disolución amoniacal de ClNa :

Símbolo: **K**
Molécula: **K**
Valencia: **K —**

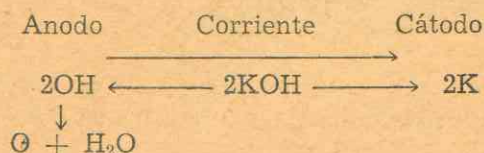
POTASIO

Densidad: **0,86**
Peso atómico: **39,09**
Nº atómico: **19**

466. **Estado natural.** — El potasio se encuentra al estado de cloruro en las aguas del mar; de cloruro doble de potasio y de magnesio (carnalita) y de sulfato (salinas de Stassfurt); de nitrato de potasio (salitre); de carbonato (cenizas de las plantas); de silicatos (feldespatos, etc.).

Preparación:

1º por electrólisis del KOH fundido, en cuba de hierro con ánodo de Ni y cátodo de carbón:



2º por electrólisis del ClK fundido:



3º por reducción del carbonato de potasio al rojo (fig. 358).

Propiedades. — El potasio es un metal blando como la cera y tiene un brillo que desaparece rápidamente, por efecto de una oxidación superficial. Funde a $62,5^\circ\text{C}$. Su densidad es de 0,86. Calentado a 350°C . en una corriente de H , el K forma un hidruro blanco KH . El potasio se combina con los halógenos, con el S , el P , el As y con el O .

Descompone el agua a la temperatura ordinaria:
 $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}(\text{OH}) + \text{H}_2$

El potasio es un reductor energético.

Se conserva en aceite de nafta.

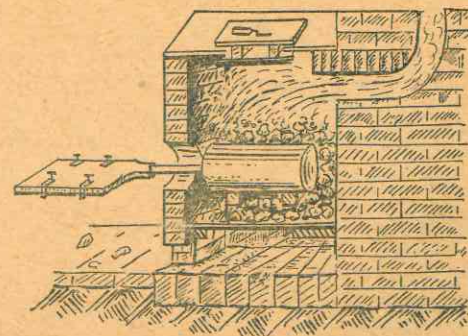


Fig. 358. - Preparación del potasio. Procedimiento Brünner con el recipiente Donny y Mareska.

Aplicaciones. — Es empleado como reductor, lo mismo que el sodio. Se prefiere no obstante este último.

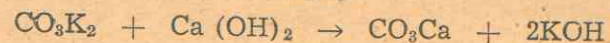
467. **Compuesto del potasio.**

Hidróxido de potasio K (OH),

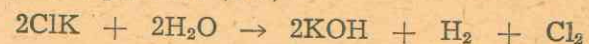
Sinonimia. — Potasa cáustica; piedra de cauterio.

Preparación:

1º Se obtiene agregando, poco a poco, una lechada de cal a una disolución hirviente de CO_3K_2 :



2º Por electrólisis de una disolución de ClK (aparato idéntico al empleado para Na (OH)):



Propiedades. — La potasa cáustica es un sólido blanco, delicuescente. Se disuelve en el agua produciendo elevación de temperatura.

La solución es una base muy fuerte.

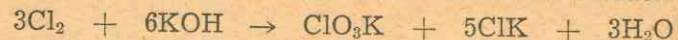
Es un cáustico enérgico; es un veneno violento. Ataca lentamente al vidrio.

Aplicaciones. — La potasa cáustica sirve para fabricar jabones. En los laboratorios como reactivo. La medicina lo utiliza como cauterizante.

Clorato de potasio ClO_3K .

468. **Preparación.** — Se obtiene por electrólisis de una disolución de ClK a una temperatura de unos 60°C.

El cloro del ánodo reacciona con el KOH del cátodo:

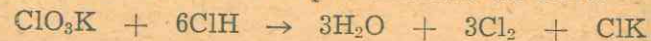


Propiedades. — El ClO_3K anhidro, cristaliza en laminillas clinorrómbicas; se funde a 370°C.; a mayor temperatura se descompone dando O. Es un oxidante enérgico.

Una mezcla de S y ClO_3K detona por el choque.

El ClO_3K forma con el C y el S una pólvora muy violenta.

Tratado con el ClH da desprendimiento de cloro:



Aplicaciones. — Sirve para preparar O; obtener varias pólvoras y fuegos artificiales; preparar las cerillas, etc. Se usa en medicina, en comprimidos, para las afecciones leves de la garganta.

Nitrato de potasio NO_3K (salitre, nitro).

469. **Estado natural.** — Existe en ciertas regiones cálidas (India, China, Ceilán, Egipto), donde forma eflorescencia, en los lugares húmedos, establos, estercoleros, etc.

Preparación. — Se obtiene haciendo reaccionar soluciones calientes de ClK y de NO_3Na :



Propiedades. — El NO_3K se presenta en cristales ortorrómbicos, de sabor acre y picante, inalterable al aire. La solubilidad aumenta con la temperatura.

Abandona fácilmente su O. Es un oxidante enérgico.

Deflagra sobre carbones encendidos. Mezclados con S, arde con luz vivísima.

Aplicaciones. — El NO_3K se emplea en la fabricación de la pólvora y de los fuegos pirotécnicos; para preparar NO_3H .

Para la fabricación de la pólvora, prácticamente se toma 75 % de nitrato, 10 % de azufre, 15 % de carbón.

Carbonato de potasio CO_3K_2 (potasa).

470. **Preparación.** — El CO_3K_2 se obtiene:

1º Por lixiviación de las cenizas de los vegetales;

2º De los residuos de la fabricación del azúcar de la remolacha; vinazas;

3º De las aguas de lavado de las lanas de ovinos.

Artificialmente, se prepara por el método de Leblanc, aplicado a la obtención del CO_3Na_2 , por la calcinación de la mezcla:



Propiedades. — El CO_3K_2 puro es una sal blanca, delicuescente, soluble en el agua; la disolución tiene reacción básica (hidrólisis). Funde a 885°C. Una corriente de CO_2 en una disolución de CO_3K_2 da el bicarbonato de potasio (CO_3HK).

Aplicaciones. — Sirve para preparar la potasa cáustica, el hipoclorito y clorato de potasio, los cianuros, azul de Prusia.

Se emplea para el lavado de la ropa; fabricar jabones blandos, el vidrio de Bohemia y el cristal.

Símbolo: Li
Molécula: Li
Valencia: Li —

LITIO

Densidad: 0,59
Peso atómico: 6,94
Nº atómico 3

471. **Estado natural.** — Se encuentra en la naturaleza formando fosfato (trifilita) y en la mica llamada lepidolita.

Preparación. — Se obtiene por electrólisis del cloruro de litio o de una mezcla de cloruro de litio y de potasio.

Propiedades. — Es un metal blanco de plata; su densidad es de 0.59 y es el más ligero de los metales; se funde a 180°C.

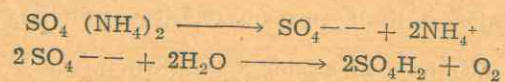
El litio descompone el agua con formación de litina LiOH.

Aplicaciones. — Se utiliza en medicina al estado de sal, como disolvente del ácido úrico. Se emplea en aleaciones extralivianas a base de aluminio, usadas en cojinetes. En la refinación del Cu, Fe y Ni.

AMONIO NH₄

472. Es un radical electropositivo (NH₄).

Preparación. — Se obtiene en estado de amalgama por electrólisis del sulfato de amonio:



Propiedades. — El NH₄ se comporta como los metales alcalinos. Forma con el H₂O el hidróxido de amonio NH₄ OH análogo al KOH.

CLORURO DE AMONIO: Cl(NH₄) (sal amoniaca)

473. **Preparación.** — El Cl (NH₄) se obtiene.

a) Destilando con un poco de cal la orina fermentada o las aguas de purificación del gas de alumbrado.

b) Calentando una mezcla de sulfato de amonio y de cloruro de sodio.

Propiedades. — El cloruro de amonio es una sal incolora, de sabor picante, cristalizado en octaedros regulares; su densidad es de 1.50; es muy soluble en el agua. Esta solución puede disolver varios óxidos metálicos, entre ellos el ZnO.

Los óxidos metálicos lo descomponen por efectos del calor y el HCl producido transforma el óxido en cloruro volátil; esta propiedad se utiliza en la limpieza y desoxidación de los metales que se quieren soldar.

Aplicaciones. — Se utiliza en la preparación del hierro galvanizado, en las pilas de Leclanché, en las pilas secas, en la industria textil y para preparar el gas amoniaco.

EJERCICIOS

METALES ALCALINOS Y METALES ALCALINOS TERREOS

1. ¿Qué masas de cloro, de hidróxido de sodio y de hidrógeno puede obtenerse de la electrólisis de 100 kilos de cloruro de sodio disuelto?

2. ¿Qué masa de hidróxido de sodio es necesario electrolizar para obtener 100 gr. de sodio?

3. Se puede obtener el potasio de componiendo el carbonato de potasio por el carbono, habrá formación de óxido de carbono. Escribir la reacción. Indicar la masa de potasio obtenida por la descomposición de 100 gr. de carbonato de potasio.

4. Se colocan sucesivamente 1 gr. de potasio y 1 gr. de sodio dentro del agua. Indicar el volumen de hidrógeno producido en ambos casos. ¿Qué masa de potasa cáustica y de soda cáustica se habrán formado?

PREGUNTAS

Indicar las analogías que presentan la potasa HOK y la soda NONa, en sus modos de preparación y en sus propiedades.

Tres frascos de aspecto exterior idénticos contienen respectivamente: a) ácido clorhídrico puro; b) amoniaco; c) soda cáustica.

Las etiquetas de los frascos han desaparecido.

¿Qué experimentos habrá que hacer para reconocer el contenido de cada frasco?

II. — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 474. Preparación de la sosa cáustica. — 475. Acción del sodio sobre el agua. — 476. Cristalización del cloruro de sodio. — 477. Características de las sales de sodio. — 478. Acción del potasio sobre el agua. — 478 bis. — Acción del ácido sulfúrico sobre una mezcla de clorato de potasio y azúcar. — 479. Separación de los componentes de la pólvora. — 480. Características de las sales de potasio. — 481. Características de las sales de litio. — 482. Sublimación de una sal de amonio. — 483. Características de una sal amoniacal. — 484. Características de una sal de estroncio.

474. Preparación de la sosa cáustica. Producción electrolítica. — Hacer la electrólisis de una disolución de ClNa en un tubo en U; en la rama del cátodo (—) echar unas gotas de disolución de fenolftaleína; luego que pasa la corriente el líquido se vuelve rojo por la presencia de la sosa; si se usa tornasol rojo éste se volverá azul.

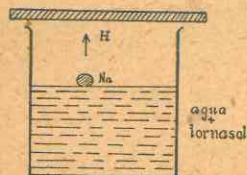


Fig. 359. - Acción del sodio sobre el agua.

Si se hace la reacción en un papel secante puesto encima del agua (o simplemente mojado y puesto en un ladrillo o una tablita), el H se enciende y arde con una llama amarilla; mojado el papel con disolución de fenolftaleína se ven manchas rojas producidas por la sosa.

476. Cristalización del cloruro de sodio. — Colocar en un cristizador una solución concentrada de cloruro de sodio; evaporar el disolvente en baño-maría y observar al microscopio los cristales cúbicos formados. Arrojar sobre la llama algunos de los cristales obtenidos y observar la decrepitación o estallido producido por la separación de las partículas de la sal. Colocar un cristalito en la llama y observar la coloración amarilla característica del sodio.

475. Acción del sodio sobre el agua (fig. 359). — Colocando un trocito de sodio en un vaso de agua, el metal gira muy a prisa, y al fin el glóbulo de sodio se disuelve con una ligera explosión; el agua tiene después reacción alcalina (fenolftaleína.) Si se hace la reacción en un papel secante puesto encima del agua (o simplemente mojado y puesto en un ladrillo o una tablita), el H se enciende y

477. Características de las sales de sodio:

Piroantimoniato de potasio	Precipitado blanco de piroantimoniato de sodio:
Llama	Coloración amarilla intensa.

478. Acción del potasio sobre el agua (fig. 360). — Colocar en el fondo de un vaso cilíndrico de vidrio, grande, una cápsula con agua. Cortar un trocito de potasio del tamaño de una lenteja; secarlo entre papel-filtro, y tomándolo con una pinza se deja caer en la cápsula, cubriendo en seguida toda la boca superior del vaso con un cuadrado de vidrio.



Fig. 360. - Acción del potasio sobre el agua.

El potasio sobrenada en el agua, se funde, se combina con el oxhidrilo y deja en libertad el hidrógeno, que se enciende, tiñéndose de color violado por los vapores de potasio que lo acompañan, a causa del gran calor desarrollado en la reacción. El mismo procedimiento puede emplearse con el sodio.

478 bis. Acción del ácido sulfúrico sobre una mezcla de clorato de potasio y azúcar. — Una mezcla de clorato de potasio bien pulverizado y azúcar se enciende al contacto de unas gotas de SO_4H_2 concentrado.

Precauciones requeridas para el anterior experimento: a) Que la mezcla sea íntima; b) Verter el ácido con una pipeta o agitador largo, teniendo la mano al lado y no encima del montón de la mezcla; c) Colocar la mezcla sobre un ladrillo o azulejo. Observar la llama violácea debida al potasio.

479. Separación de los componentes de la pólvora. — Echar unos 2 a 3 gramos de pólvora en un poco de agua y calentar suavemente en una cápsula de porcelana; filtrar: evaporar el líquido hasta sequedad, examinar el sólido blanco (NO_3K). Echar en un poco de sulfuro de carbono el residuo negro que quedó en el filtro, sacudir un poco; filtrar, evaporar el líquido en un vidrio de reloj y examinar (S). El último residuo negro es el carbón.

480. Características de las sales de potasio:

Tetracloruro de platino:	Precipitado amarillo de cloro platinato de potasio
Acido pícrico	„ „ de picrato de potasio
Acido tártrico	„ blanco de tartrato ácido de potasio
Llama	Coloración violeta.

481. Características de las sales de litio. — Una sal de litio llevada a la llama de un Bunsen toma un color rojo.

482. **Sublimación de una sal de amonio.** — Calentar suavemente un gramo de alguna sal de amonio en un tubo de ensayo o entre dos vidrios de reloj; observar la sublimación de la sal.

483. **Características de las sales amoniacaes:**

Base alcalina	Desprendimiento de amoníaco
Cloruro de platino ...	Precipitado amarillo de cloroplatinato amónico: $Cl_4 Pt, 2Cl (NH_4)$

RESUMEN

I — SODIO Na Y POTASIO K

- Preparación** { 1º Electrólisis de $ClNa$ o de ClK fundidos.
2º Electrólisis de la soda cáustica o potasa cáustica.
- Propiedades** { 1º Metales blandos, más ligeros que el agua.
2º Gran afinidad para el O; arden dando Na_2O y K_2O .
3º Poder reductor considerable: descomponen el agua en frío:
 $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$
 $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$
- Aplicaciones** { 1º El sodio o su amalgama son a veces utilizados como reductores o hidrogenantes.
2º Fabricar la oxilita Na_2O_2 .

II — SODA CAUSTICA: NaOH — POTASA CAUSTICA: KOH

- Analogía de la preparación** { 1º Experimentos de laboratorio { a) Combustión de Na o K acompañada de una adición de agua.
b) Descomposición del agua por Na o K.
c) Electrólisis del $ClNa$ o ClK disueltos en el agua.
2º Procedimientos industriales { a) Electrólisis del $ClNa$ o ClK disueltos en el agua.
b) Descomposición del CO_3Na_2 o del CO_3K_2 por la cal apagada.
- Propiedades físicas comunes** { 1º Sólidos, blancos, cáusticos, muy solubles en el agua.
2º Absorben fácilmente el vapor de agua y el CO_2 del aire.

Propiedades químicas comunes: NaOH y KOH son bases fuertes ...

- 1º Colorean de azul el tornasol, de amarillo la heliantina, de rojo violáceo la fenolftaleína.
- 2º Dan sales con los ácidos, con producción de agua y desprendimiento de calor.
- 3º Desalojan de sus sales las bases débiles insolubles $\text{Cu}(\text{OH})_2$ o volátiles NH_4OH .
- 4º Son electrolizables, sea fundidas, sea en disolución en el agua.

Analogías en las aplicaciones ..

- Laboratorio {
 - Reactivos, absorción de CO_2 y H_2O , preparación de los hidróxidos metálicos insolubles.
- Industria ... {
 - Fabricación de jabones, del sodio, del potasio, del agua de Javel y de Labarraque, de la seda artificial, etc.

PRINCIPALES SALES DE POTASIO Y DE SODIO

Cloruro de sodio ...	Cl Na	Carbonato neutro de potasio	CO_3K_2
Nitrato de sodio	NO_3Na	Bicarbonato de potasio	CO_3HK
Carbonato neutro de sodio	CO_3Na_2	Sulfato de potasio ..	SO_4K_2
Bicarbonato de sodio	CO_3HNa	Clorato de potasio ..	ClO_3K
Sulfato de sodio	SO_4Na_2	Hipoclorito de potasio	ClO Na
Clorato de sodio ...	ClO_3Na	Cloruro de potasio .	ClK
Hipoclorito de sodio	ClO Na		
Nitrato de potasio ..	NO_3K		

I — CARBONATO DE SODIO O SOSA COMERCIAL CO_3Na_2

Estado natural. — Existe en las cenizas de algunos vegetales marinos.

Preparación (Procedimiento Solvay)

- 1º Método de Solvay: Transformación de la salmuera amoniacal en bicarbonato de amonio:
 $\text{CO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{ClNa} \rightarrow \text{ClNH}_4 + \text{CO}_3\text{HNa}$
 $2 \text{CO}_3\text{HNa} \rightarrow \text{CO}_3\text{Na}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2º Calcínación del bicarbonato de sodio:
 $2\text{CO}_3\text{HNa} + \text{calor} \rightarrow \text{CO}_3\text{Na}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Propiedades físicas

- Dos aspectos {
 - a) Polvo blanco anhidro (sal Solvay).
 - b) Gruesos cristales con 10 moléculas de H_2O efloreciendo al aire. Muy soluble en agua, particularmente en caliente.

Propiedades químicas

- 1º Indescomponible por el calor, pero descomponible por los ácidos (desprendimiento de CO_2).
- 2º Propiedades básicas {
 - a) Azulea el tornasol y enrojece la fenolftaleína.
 - b) Disuelve las sustancias grasas.
- 3º Con la cal da soda cáustica.

Aplicaciones ...

- a) Preparación de la soda cáustica, de los jabones duros, del vidrio, del bicarbonato de sodio, etc.
- b) Lavado de la ropa, limpieza en general.

Bicarbonato de sodio CO_3HNa (Sal de Vichy)

- Preparado directamente por el procedimiento Solvay o por la acción del CO_2 sobre una disolución de CO_3Na_2 .
- Desprende fácilmente CO_2 por la acción del calor o de un ácido.
- Utilizado en medicina y en la preparación de las aguas gaseosas.

II — CARBONATO DE POTASIO O POTASA COMERCIAL CO_3K_2

Estado natural. — Existe en las cenizas de los vegetales terrestres.

Preparación

- 1º Extraído de las vinazas de la remolacha y del churre de carnero.
- 2º Preparación por el procedimiento Leblanc por medio del ClK .

Propiedades

- 1º Sal blanca delicuescente.
- 2º Su solución posee propiedades básicas.

Aplicaciones

- 1º Preparación de la potasa cáustica, jabones blandos, cristalería fina.
- 2º Blanqueo y lavado de los tejidos, lavado de las pinturas.

LITIO

Estado natural. — Existe en la naturaleza formando fosfato (trifilita).

Preparación. — Se obtiene por electrólisis del cloruro de litio.

- Propiedades {
 1º Metal blanco, de densidad 0,59 el más liviano de los metales.
 2º Funde a 180°C.
 3º Descompone el agua.
- Aplicaciones {
 1º Empleado al estado de sal para disolver el ácido úrico.
 2º Para obtener aleaciones extralivianas.

AMONIO NH₄

Preparación. — Se obtiene al estado de amalgama por electrólisis del sulfato de amonio.

Propiedades. — Análogas a las de los metales alcalinos.

- Compuestos del amonio {
 1º **Cloruro de amonio:** CINH₄ utilizado en las pilas Leclanché, pilas secas, en la industria textil para obtener amoniaco.
 2º **Carbonato de amonio:** CO₃(NH₄)₂ utilizado en pastelería, en medicina (sales olorosas)

CAPITULO XXII

CALCIO, ESTRONCIO Y BARIO

I — PARTE TEORICA



Sumario: 484. Calcio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 485. Compuestos de calcio. Oxido de calcio: Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 486. Hidróxido de calcio: Preparación. Propiedades. Aplicación. — 487. Cales, cementos, morteros y argamasa. — 488. Sulfato de calcio. — 489. Yeso. — 490. Fosfato de calcio. — 491. Carburo de calcio. — 492. Cianamida. — 493. Carbonato de calcio. — 494. Estroncio: Estado natural. Preparación. Propiedades. — 495. Bario: Estado natural. Preparación. Propiedades. — 495 bis. Compuesto de bario: Sulfato de bario.

Símbolo: Ca		Densidad: 1,55
Molécula: Ca	CALCIO	Peso atómico: 40,08
Valencia: Ca =		Nº atómico: 20

484. **Estado natural.** — Los minerales más importantes son: el carbonato de calcio (calizas, mármoles, etc.), el sulfato de calcio (yeso), los silicatos, fosfatos, boratos, fluoruros, etc. Entran en la constitución de los huesos (fosfato, carbonato).

Preparación (fig. 361). — Se obtiene por la electrólisis de una mezcla de Cl₂Ca y F₂Ca a 720°C., con ánodo de grafito y cátodo de hierro.

Propiedades. — Es un metal blanco, amarillento, brillante. Su densidad es de 1,55. Se funde a unos 810°C. Es uno de los mejores conductores de la electricidad.

El aire húmedo lo oxida. Arde en el O con llama blanca muy brillante para formar CaO.

Calentado en una corriente de H, el Ca da el hidruro CaH₂

El N al rojo forma un nitruro: Ca₃N₂; el C da el carburo CaC₂.

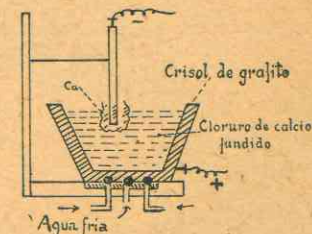
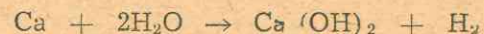


Fig. 361. - Preparación electro-lítica del calcio.

Descompone lentamente el agua:



Reacción de los compuestos del calcio con el agua:

el hidruro, produce desprendimiento de H.

el nitruro, produce desprendimiento de NH_3 .

el fosfuro, produce desprendimiento de fosfuro de hidrogeno PH_3

el carburo, produce desprendimiento de acetileno C_2H_2 .

Aplicaciones. — Se emplea como reductor, para preparar la hidrolita (hidruro de calcio, CaH_2); como desoxidante de los metales; para afinar la fundición de hierro y de acero.

Compuestos del calcio.

485. **Oxido de calcio:** (cal viva o anhidra, CaO).

Preparación. — En los laboratorios se obtiene calcinando en un crisol el CO_3Ca (mármol):

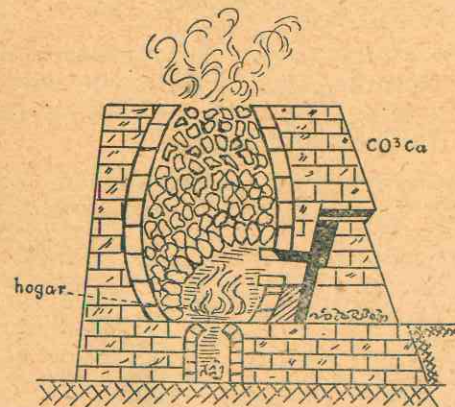
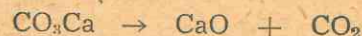


Fig. 362. - Horno intermitente para la obtención de la cal.

En la industria se prepara en unos hornos llamados *caleras*. Estos hornos son *intermitentes* (fig. 362) o *continuos* (fig. 363).

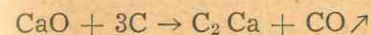
Los hornos modernos son de producción continua. Tienen generalmente la forma de dos conos opuestos por la base, y alcanzan una altura de ocho a diez metros; se calientan por medio de hogares laterales, en los que se quema carbón, leña, turba, gas natural; una fuerte corriente de aire activa la combustión.

El horno está dispuesto de tal manera que se puede recoger el CO_2 que se desprende; unas aberturas en la base sirven para la extracción de la cal. Se va cargando la caliza por otra abertu-

tura en la parte superior, sin que haya necesidad de apagar el fuego.

Propiedades. — La cal pura CaO es blanca, amorfa. Su densidad es de 3,3. Calentada en el soplete oxidrico, desprende una luz viva.

En el horno eléctrico, la cal es reducida por el carbono para dar carburo de calcio, usado en la preparación del acetileno.



Aplicaciones. — Se emplea para la preparación del hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$; para desecar gases; en las construcciones para la argamasa, fabricación de amoníaco, del carbonto de sodio, etc.

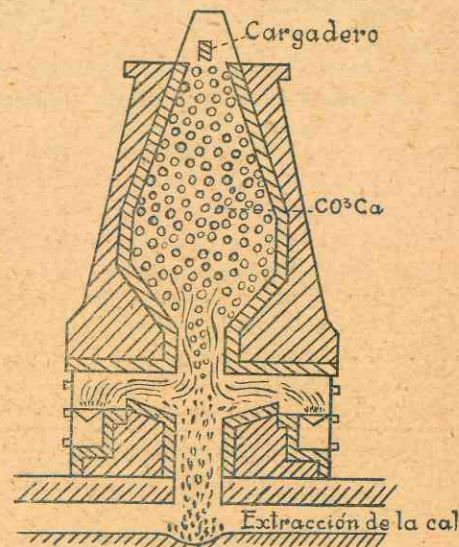


Fig. 363. - Horno continuo.

Hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (cal apagada).

486. **Preparación.** — Se obtiene tratando la CaO por el agua (figura 364):



Fig. 364. - Preparación de la cal apagada.

Durante esta operación la cal se dilata, se agrieta y se resquebraja. El calor que resulta de la hidratación de la cal puede ser causa de incendios en los almacenes donde se guarda.

Propiedades. — Desleída con agua, la cal apagada da la *lechada de cal*; dejando que se asiente la lechada se obtiene un líquido

límpido, el *agua de cal*, que contiene en solución 1,3 grs. por litro de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Expuesta al aire, el agua de cal se cubre de una película blanca de CO_3Ca .

Aplicaciones. — Se emplea para preparar el amoníaco, los ácidos grasos, los jabones y las bujías esteáricas; en la purificación de los azúcares, del gas de alumbrado, en la depilación de las pieles, como insecticida y antiparásito; mezclada con arena para la argamasa.

CALES, CEMENTOS, MORTEROS Y ARGAMASAS

487. La cal obtenida varía según la naturaleza de la piedra calcárea empleada.

Varietades de cal:

1º **Cal grasa.** — Es producida por carbonato de calcio puro; es blanca y al apagarse desprende mucho calor y aumenta mucho en volumen.

2º **Cal seca.** — Proviene de carbonato de calcio impuro, el cual contiene materias extrañas, arena, óxido de hierro, etc.; es algo grisácea. Al apagarse desprende poco calor y aumenta de volumen.

3º **Cal hidráulica.** — Resulta de calcinar una mezcla de carbonato de calcio con 10 a 20 % de arcilla. Se endurece debajo del agua fraguado.

Cementos. — Los cementos son cales que mezcladas con el agua se solidifican y resultan de la calcinación de calizas que contienen 25 a 40 % de arcilla.

Se fabrican artificialmente, calcinando a temperatura elevada (1500°C.) en hornos giratorios, mezclas de calizas y arcilla en proporciones determinadas; de esta cocción resultan pequeñas masas irregulares llamadas Clinker, que después se pulverizan (fig. 365). Los cementos forman con

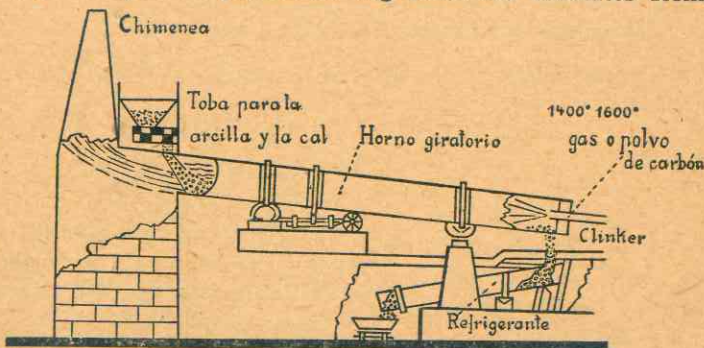


Fig. 365. - Esquema de un horno giratorio.

el agua masas plásticas, que luego se endurecen constituyendo lo que se llama *fraguado*.

Se forman silicatos y aluminatos de calcio, hidratos insolubles y cristalinos.

El famoso cemento portland, contiene: 58 a 67 % de CaO; 19 a 26 % de SiO₂; 4 a 11 % de Al₂O₃; 2 a 5 % de Fe₂O₃ y pequeñas cantidades de otras sustancias: magnesia, bases alcalinas.

Aplicaciones del cemento. — Se emplean en las construcciones, pavimentos, piedras, artificiales; el *hormigón* es una mezcla de cemento, agua, arena y piedras menudas; el *cemento armado* y el *hormigón armado*, muy empleados en las construcciones modernas, contienen un armazón de alambres, varillas o láminas de hierro.

Morteros. Argamasas. — Los morteros son materias destinadas a unir entre sí los materiales de construcción; se endurecen con el tiempo y se adhieren fuertemente a las piedras o a los ladrillos con los cuales están en contacto.

Los *morteros ordinarios o mezclas, argamasas*, están formados de cal apagada, arena y agua; los mejores se fabrican con cal grasa.

Los *morteros hidráulicos* resultan de una mezcla de cal hidráulica y arena. Se emplean en la construcción de los puentes, de los canales, etc.

Los *morteros aéreas* adquieren dureza a causa del CO₂ que transforma lentamente el Ca(OH)₂ en carbonato insoluble, que se adhiere a los granos de arena.

La *cal pura* no podría emplearse sola, porque se contrae al solidificarse y dejaría un vacío entre las diferentes partes de la construcción.

La solidificación de los *morteros hidráulicos* se debe a la circunstancia que la arcilla de la cal hidráulica: privada de agua en la calcinación se hidrata y se combina con la cal para formar silicatos de aluminio y calcio (o un silicato y un aluminato de calcio), cuerpos insolubles y que adquieren mucha dureza.

SULFATO DE CALCIO: SO₄Ca

YESO.

488. **Estado natural.** — Se encuentra en la naturaleza formando la *anhidrita* (SO₄Ca anhidro) y el *gipso* o piedra de yeso (SO₄Ca + 2H₂O).

Se distinguen principalmente:

1º El *gipso cristalizado*; se lo encuentra formando grandes cristales transparentes, agrupados en forma de *hierro de lanza* (fig. 366).

2º El *gipso compacto*, llamado *piedra de yeso*, es el más abundante y sirve para la fabricación del yeso.

Propiedades. — 1º El sulfato de calcio es blando, puede ser rayado con la uña.

2º El *gipso* es un poco soluble en el agua, la cual disuelve aproximadamente 2 gramos por litro. Las aguas cargadas de sulfato de calcio se llaman *selenitosas*; no sirven para la cocción de las legumbres y la bebida.

3º Como lo indica la fórmula SO₄Ca + 2H₂O, el gipso contiene agua

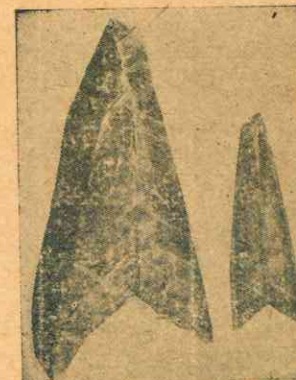


Fig. 366. - Gipso natural cristalizado en forma de lanza de hierro.

de cristalización (aproxid. 21 %). Pero, calentado entre 100 y 135°C., pierde la mayor parte de esta agua y se transforma en un polvo blanco llamado *yesso*.

489. **YESO.** — *Preparación.* — Se obtiene el yeso ($\text{SO}_4\text{Ca} + \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$) deshidratando incompletamente el *gipso* por el calor. La cocción del yeso se verifica en unos hornos especiales que se calientan muy despacio y en que se mantiene una temperatura uniforme (Fig. 367).

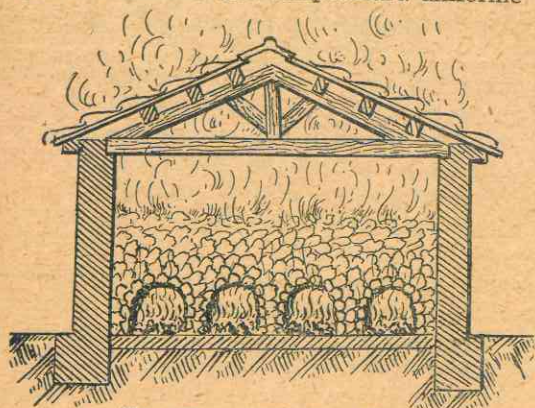


Fig. 367. — Obtención del yeso.

Aplicaciones. — El yeso se emplea para moldear objetos de decoración, para enlucir las paredes. Con una disolución caliente de cola da el estuco que adquiere mucha dureza.

Fijar el NH_3 en los establos y estercoleros; se utiliza como abono.

El yeso calcinado y pulverizado mezclado con igual volumen de agua, desarrolla calor, y se transforma en una masa sólida,

muy dura, formada de cristales de sulfato hidratado..

Fosfato de calcio $(\text{PO}_4)_2\text{Ca}_3$

490. **Estado natural.** — Se encuentra en la naturaleza donde forma la fosforita; en las *apatitas* (combinado con cloruro o fluoruro de calcio).

Extracción. — Se extrae de los huesos o de su mineral natural.

Propiedades. — Es un cuerpo blanco, insoluble en el agua; tratado por los ácidos da fosfato monocalcico.

Aplicaciones. — Sirve en la preparación de los superfosfatos, del fósforo, del fosfuro de calcio.

Carburo de calcio C_2Ca

491. **Preparación.** — El carburo de calcio se prepara calentando en el horno eléctrico una mezcla de cal viva y de carbón (coke), reducido a polvo (fig. 368).

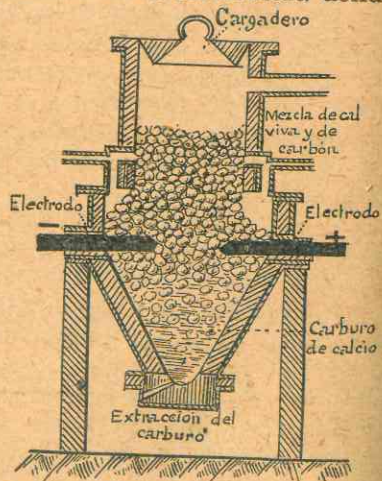


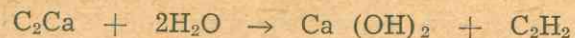
Fig. 368. — Horno de carburo de calcio.



Propiedades. — El C_2Ca es un sólido incoloro y transparente; el producto comercial se presenta bajo la forma de una piedra negruzca; su densidad es de 2.22.

Es un reductor enérgico.

En contacto con el agua da hidróxido de calcio y acetileno (figura 369).



Cianamida (CaCN_2)

492. **Preparación.** — Se obtiene por la acción de una corriente de N sobre CaC_2 calentando a una temperatura elevada:



La cianamida en presencia del agua da NH_3 y CO_3Ca :



Una reacción semejante se produce en el suelo; de ahí la acción fertilizante de la cianamida.

Carbonato de calcio CO_2Ca .

493. **Estado natural.** — Es muy abundante en la naturaleza y existe bajo diversas formas.

Cristalizado:

Calcita o espato de Islandia (romboedro).
Aragonita (prismas ortorrómbicos).

Cristalino:

Mármol.

Amorfo:

Piedra caliza.
Alabastro.
Piedra litográfica.
Creta.

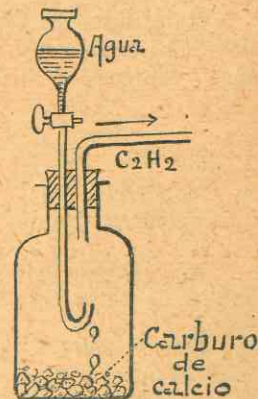


Fig. 369. — Descomposición del carburo de calcio por el agua. Producción de acetileno.

Propiedades. — Calcinado al aire, el CO_2Ca se disocia dando óxido de calcio CaO (cal viva) y CO_2 .

Se descompone por la acción de los ácidos: ClH , SO_4H_2 , NO_3H (figura 370).



Fig. 370. — El ClH descompone el CO_3Ca , con producción de CO_2 .

El CO_3Ca es insoluble en el agua pura; el agua cargada de CO_2 lo transforma en carbonato ácido $(\text{CO}_3\text{H})_2\text{Ca}$, soluble o bicarbonato de calcio. Al contacto del aire, el carbonato ácido pierde CO_2 ; queda CO_3Ca el cual se deposita sobre los cuerpos en contacto con él, lo inscrustra o petrifica. Por un fenómeno análogo se producen las estalactitas y las estalagmitas.

Aplicaciones. — Las piedras calcáreas se utilizan como materiales de construcción; para preparar la cal; como fundente en la metalurgia; en la preparación del vidrio.

Símbolo: Sr		Densidad: 2,50
Molécula: Sr	ESTRONCIO	Peso atómico: 87,63
Valencia: Sr =		Nº atómico: 38

494. **Estado natural.** — Se encuentra al estado de carbonato de estroncio (*estroncianita*) y de sulfato de estroncio (*celestina*).

Preparación. — Generalmente se obtiene por un método similar al usado para el calcio, es decir por electrólisis del *cloruro fundido*.

Propiedades. — Es un metal blanco amarillento; su densidad es de 2.5; se oxida rápidamente al aire y descompone el agua a la temperatura ordinaria. Arde en el aire con una llama rojo-brillante.

Símbolo: Ba		Densidad: 3,6
Molécula: Ba	BARIO	Peso atómico: 137,36
Valencia: Ba =		Nº atómico: 56

495. **Estado natural.** — Se encuentra en la naturaleza al estado de sulfato de bario (espato pesado) y de carbonato de bario (*witherita*).

Preparación. — Se obtiene por electrólisis del mismo cloruro con cátodo de mercurio; se forma una amalgama de bario que se descompone por el calor en el vacío.

Propiedades. — El bario es un metal blanco argentino, blando como el plomo; funde a 850°C .; se oxida rápidamente en el aire, descompone el agua.

Se combina con el N, formando el nitruro N_2Ba_3 , con el H dando hidruro H_2Ba .

495 bis. **Principal compuesto de bario:**

Sulfato de bario: SO_4Ba .

Preparación. — Se obtiene precipitando por SO_4H_2 la disolución de Cl_2Ba .

Propiedades. — Es un polvo blanco, insoluble en el agua. Por el calor y en presencia de un reductor se convierte en sulfuro de bario.

Aplicaciones. — Se utiliza en pintura, mezclándolo a menudo con sulfuro de zinc; es conocido bajo el nombre de **blanco fijo** y **litophón**; para hacer pesadas ciertas sustancias como el papel, las harinas.

El sulfato de bario es opaco a los rayos X, y como no es tóxico se lo utiliza en los exámenes radiográficos del aparato digestivo.

II — PARTE EXPERIMENTAL



Sumario: 496. Preparación del hidróxido de calcio. — 497. Disolución del hidróxido de calcio. — 498. Cal sodada. — 499. Preparación de hipoclorito de calcio. — 500. Descomposición del carburo de calcio por el agua. — 501. Moldes de yeso. — Vaciado de medallas. — 502. Características de las sales de calcio. — 503. Características de las sales de estroncio. — 504. Características de las sales de bario. — 505. Obtención de la barita hidratada.

496. Preparación del hidróxido de calcio. — En una cápsula con agua colocar un trocito de cal viva; al poco tiempo el agua se calienta y hierve, mientras la cal viva se deshace en polvo formando de esta manera la cal apagada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

497. Disolución del hidróxido de calcio. — Diluir en agua la cal apagada: se obtiene la lechada de cal. Filtrar el líquido lechoso; lo que pasa por el filtro completamente transparente es el agua de cal.

498. Cal sodada. — Apagar la cal viva con una solución de soda cáustica, evaporar a sequedad y llevar después al rojo y se tendrá la cal sodada. Para efectuar esta operación se requiere un crisol o un recipiente fuerte de hierro. La cal sodada se ha de conservar en un frasco herméticamente cerrado, pues es muy ávida del CO_2 y de la humedad. Por esta razón se la emplea en el análisis elemental del C y del H.

499. Preparación del hipoclorito de calcio. — Hacer pasar una corriente de cloro obtenido de un aparato generador de cloro por un tubo que contiene una lechada de cal; filtrar el producto obtenido; el residuo que queda sobre el filtro contiene hipoclorito de calcio.

500. Descomposición del carburo de calcio por el agua. — Colocar en un tubo de ensayo agua y carburo de calcio; se producirá el gas acetileno que podrá encenderse acercando una llama a la extremidad afilada del tubo.

Comprobar con fenolftaleína la formación de hidróxido de calcio.

501. Moldes de yeso. Vaciado de medallas (fig. 371). — Tomar una

medalla, limpiarla con cepillo y jabón; luego aceitar la cara que se desea moldear, rodear la medalla con una tira de cartón o una cinta de metal, verter poco a poco, la pasta semifluida de yeso, soplando fuertemente para quitar las burbujas de aire que se producen al verter el yeso. Dejar secar, quitar la medalla, la cual aparecerá grabada en el yeso.

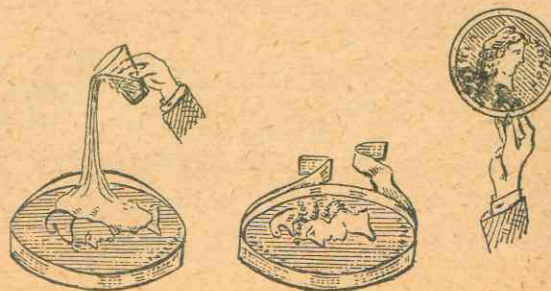


Fig. 371. - Vaciado en yeso.

502. Características de las sales de calcio:

Bases alcalinas	Precipitado blanco de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
Oxalato de amonio ..	" " " oxalato de calcio
Llama	Coloración roja anaranjada.

503. Características de las sales de estroncio:

Bases alcalinas	Precipitado blanco de CO_3Sr
Acido sulfhídrico	" " $\text{Sr}(\text{OH})_2$
Llama	Coloración roja purpurina.

504. Caracteres de las sales de bario:

Bases alcalinas concentradas	Precipitado blanco de $\text{Ba}(\text{OH})_2$
Con $\text{Cr}_2\text{O}_7\text{K}_2$	" amarillo de cromato de bario.
Llama	Coloración verde.

505. Obtención de la barita hidratada $\text{Ba}(\text{OH})_2$. — Hacer hervir una disolución de sulfuro de bario con CuO , o tratar una disolución concentrada y caliente de Cl_2Ba por una disolución concentrada de NaOH ; el líquido al enfriarse deposita cristales de hidróxido de bario.

RESUMEN

I — CALCIO Ca.

Estado natural. — Los minerales de calcio más importantes son: el carbonato de calcio (mármol, calizas), el sulfato de calcio (yeso), los silicatos, fosfatos, fluoruros, etc.

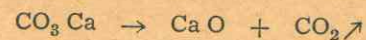
Preparación. — Se obtiene por electrólisis de una mezcla de Cl_2Ca y F_2Ca .

Propiedades {
 1º Es un metal blanco, amarillento, su densidad es de 1,55.
 2º Funde a 810°C.
 3º Al aire húmedo lo oxida.
 4º Arde en el O con llama blanca, brillante.
 5º Descompone lentamente el agua.

Aplicaciones {
 a) Reductor.
 b) Para preparar la hidrolita (H_2Ca).

CAL (Ca O) — Morteros — Cementos

Preparación. — Calcinando el carbonato de calcio en los hornos de cal.



Propiedades de la cal viva pura .. (Ca O) {
 1º Sustancia blanca, fusible solamente al horno eléctrico.
 2º Es reducida por el carbono al horno eléctrico:
 $\text{Ca O} + 3\text{C} \rightarrow \text{C}_2\text{Ca} + \text{CO}_2 \uparrow$
 3º Se combina con el agua, dando la cal apagada:
 $\text{Ca (OH)}_2 \quad \text{Ca O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca (OH)}_2$
 4º Se deshace al aire, absorbiendo el vapor de agua y CO_2 , dando CO_3Ca .

Propiedades de la cal apagada ... Ca (OH)_2 {
 Tiene propiedades básicas muy fuertes {
 Poco soluble en el agua (lechada de cal, agua de cal).
 1º Azulea la tintura de tornasol, enrojecida por un ácido.
 2º Se combina con los ácidos dando sales (CO_2 enturbia el agua de cal).
 3º Desplaza las demás bases (NH_3 , KOH , NaOH) de sus sales.

Aplicaciones {
 1º Fabricación de las bujías, del azúcar, del amoníaco, de la potasa y de la soda cáustica, de la sosa comercial.
 2º Abono para la tierra; preparar el caldo bordelés.
 3º Para las construcciones (mezclas, hormigón, cemento).

Variedades de las cales empleadas en la construcción {
 Cales aéreas u ordinarias {
 Cales grasas: pasta pegajosa con el agua; obtenidas con calcáreo casi puro.
 Cales magras: pasta poco pegajosa en el agua; fabricadas con calcáreo que contiene 5 a 10 % de arcilla.
 Cales hidráulicas y cementos (Fragua debajo del agua.) {
 Cales hidráulicas propiamente dichas, fabricadas con calcáreo que contiene 10 a 20 % de arcilla.
 Cementos.. {
 De fraguado lento: provienen de calcáreo que contiene 21 a 23 % de arcilla.
 De fraguado rápido: provienen de calcáreo que contiene 30 a 60 % de arcilla.

Empleo de la cal y de los cementos en construcción {
 Morteros y argamasas {
 Hormigón común {
 Hormigón y cemento armado {
 Mezclas de agua, arena y de cal aérea o hidráulica.
 Mezcla de agua, arena, pedregullo, cal hidráulica o de cemento.
 Tejido de acero dulce introducido en el hormigón o en el cemento.

SULFATO DE CALCIO: SO₄ Ca

Estado natural { Cristalizado en hierro de lanza com- }
gipso { pacto, o piedra de yeso. } SO₄Ca + 2H₂O

Propiedades { 1º Sólido, blando, poco soluble en agua (agua se-
lenitosa).
2º Contiene agua que pierde parcialmente cuando
se lo calienta, transformándose en yeso.

Yeso { 1º Se obtiene deshidratando parcialmente el gipso
SO₄Ca + ½H₂O } por el calor.
2º Se incorpora al agua y se solidifica con aumento
de volumen.
3º Utilizando en las construcciones interiores, para
el moldeado, fabricación del estuco, abono de la
tierra.

II — ESTRONCIO Sr

Estado natural. — Se encuentra al estado de carbonato (estroncianita), de sulfato (celestina).

Preparación. — Se obtiene calentando la amalgama en el vacío.

Propiedades { 1º Metal blanco amarillento.
2º Su densidad es de 2,5.
3º Se oxida al aire.
4º Arde con llama rojo-brillante.

III — BARIO Ba

Estado natural. — Se encuentra al estado de sulfato de bario (espato pesado) y de carbonato (Whitherita).

Preparación. — Se obtiene por electrólisis del cloruro de bario.

Propiedades { 1º Es un metal blanco, blando como el
plomo.
2º Funde a 850°C.
3º Se oxida rápidamente al aire.
4º Con H. da hidruro H₂Ba.

Sulfato de bario (SO₄Ba): utilizado en pintura mezclado a veces con sulfuro de zinc (blanco fijo o litophon).

CAPITULO XXIII

RADIOACTIVIDAD. CONSTITUCION INTIMA DEL ATOMO



Sumario: 506. Radioactividad. — 507. Cuerpo radioactivo. — 508. Descubrimiento del radio. — 509. Medida de la radioactividad. — 510. Transmutación o desintegración de los elementos. — 511. Comprobación de la existencia de las emanaciones de radio. — 513. Radio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 514. Compuestos radioactivos. — 515. **Teoría atómica. Reseña histórica. Concepto moderno. Consecuencias científicas y práctica.** 516. Dimensiones y estructura del núcleo. — 517. El neutrón. — 518. El positrón. — 519. Repartición de los neutrones. — 520. Valencia del átomo. — 521. Explicación electrónica de la oxidación y de la reducción. — 522. Isótopos. — Fisión nuclear. — 524. El neptunio y el plutonio. — 525. El curio. — 526. Bomba atómica. — 527. El mesotrón. — 528. Bomba de hidrógeno. — 529. Clasificación de Mendelejeff. — 530. Importancia de esta clasificación. — 531. Algunos inconvenientes de la ley periódica. — 532. Clasificación actual de los elementos. — 533. Tabla de los pesos atómicos.

506. Radioactividad. — La radioactividad es el fenómeno mediante el cual ciertas sustancias emiten radiaciones invisibles dotadas de propiedades particulares, como son las de impresionar las placas fotográficas, atravesar sustancias opacas, hacer los gases conductores de la electricidad, provocar la fluorescencia y fosforescencia de los cuerpos.

507. Descubrimiento de la radioactividad. Cuerpos radioactivos. — En 1896 Henri Becquerel, realizó en París el experimento siguiente: envolvió una placa fotográfica en un papel negro perfectamente opaco; colocó una moneda encima del papel y suspendió un poco más arriba una pequeña cantidad de uranio y lo encerró todo en un cuarto oscuro donde lo dejó durante varios días. Posteriormente, al revelar la placa fotográfica, observó en ella un imagen de la moneda semejante a la que se obtuvo por la acción de los rayos X.

Tiempo después del descubrimiento de Becquerel, Mme. Curie dió comienzo en París a una serie de investigaciones acerca de todos los elementos conocidos, con el fin de hallar cuáles de ellos

poseían la propiedad extraordinaria encontrada en el uranio: y descubrió que el torio y sus compuestos producían el mismo efecto.

Desde entonces, los rayos que emanan de esta clase de sustancia reciben el nombre de *rayos de Becquerel*, y las sustancias que emiten tales rayos se llaman *radioactivas*.

508. Descubrimiento del radio. — Mme. Curie notó que la pechblenda, mineral del cual se extrae el uranio, descargaba su



Mme. CURIE, María Skłodowska. Nació en Varsovia en el año 1867 pero estudió en la Sorbona de París. Casóse con Pedro Curie en 1895 y colaboró con éste en los trabajos, especialmente en los relativos a las sustancias radioactivas. A la muerte de su esposo Mme. Curie pasó a ocupar la cátedra que él desempeñaba en la Sorbona.

electroscopio unas cuatro veces más rápidamente que el uranio puro; dedujo de este fenómeno que la radioactividad de la pechblenda no podía depender únicamente del uranio contenido en ella, sino más bien de algún otro elemento de radioactividad superior a la del uranio y del torio. Después de una larga y trabajosa investigación consiguió preparar con varias toneladas de pechblenda miligramos de una sustancia capaz de descargar un electroscopio, un millón de veces más a prisa que el uranio y el torio.

Mme. Curie llamó radio al nuevo elemento, cuya sal se había preparado (bromuro).

Durante varios años el radio fué conocido únicamente en estado de bromuro o de cloruro; los experimentos de radioactividad se hicieron y se

hacen todavía con estas sales, a las cuales se aplica vulgarmente el nombre de *radio*.

509. Medida de la radioactividad:

1º **Por los efectos caloríficos.** — Los compuestos del radio desprenden una cantidad de calor considerable, 118 calorías por gramo y por hora.

2º **Por los efectos químicos,** o sea por la intensidad con que impresionan las placas fotográficas.

3º **Por los efectos luminosos,** o sea por la intensidad con que provocan la fluorescencia del platinocianuro de bario o del sulfuro de zinc.

4º **Por los efectos eléctricos** que ionizan y vuelven el aire ambiente, conductor de la electricidad y descargan un electroscopio a distancia.

Radiaciones de los cuerpos activos. — Los experimentos hechos por Rutherford y otros muchos después de él, demuestran que los rayos de Becquerel están formados de tres tipos diferentes de radiación, los cuales se llaman rayos alfa, rayos beta y rayos gama (fig. 372).

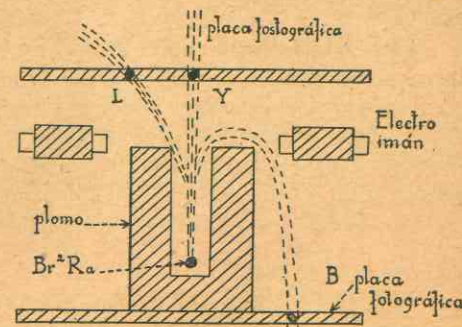


Fig. 372. - Emanaciones de una sal de radio.

Espintariscopio de Crooker.

— El espintariscopio es un pequeño instrumento que permite observar el efecto de fluorescencia producido en el sulfuro de zinc (fig. 373) por las emanaciones que se desprenden del radio. La pantalla P está recubierta de sulfuro de zinc. La sustancia radioactiva se coloca encima de una aguja A, a 1-2 mm. del sulfuro de zinc. Las lentes LL' amplían la imagen.

Rayos alfa. — Los rayos alfa tienen menor poder de penetración que los rayos Beta. Son partículas cargadas de electricidad positiva y tienen una velocidad de 16.000 a 32.000 kilómetros por segundo; poseen mayor poder para hacer los gases conductores, su dirección no se desvía tanto como la de los electrones por la acción del imán, y la desviación es de dirección contraria a la que se produce en los rayos beta. La masa de las partículas parece ser unas 7600 veces mayor que la de los electrones, o sea, 4 veces

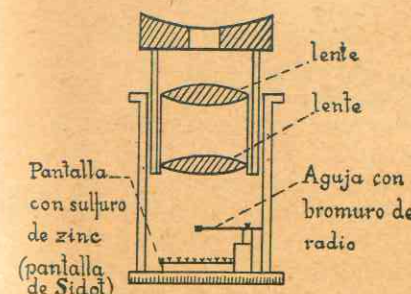


Fig. 373. - Espintariscopio de Crookes.

la del átomo de H. En el año 1903, Williams Ramsay y el profesor Federico Soddy mostraron que las partículas alfa eran átomos de helio (He = 4, H = 1,008).

Los rayos alfa pueden ser puestos de manifiesto colocando cerca del radio una superficie cubierta con sulfuro de zinc. Si la superficie se observa a través de una lente de aumento, pueden verse, cuando la vista se ha acomodado 15 a 20 minutos al aparato, las ráfagas luminosas o pequeñas chispitas producidas por cada rayo alfa.

Rayos beta. — Los rayos beta son idénticos a los rayos catódicos de los tubos de Crookes y de los tubos de rayos X, es decir, son chorros de electrones cargados de electricidad negativa y proyectados con una

velocidad que varía de 96.000 a 297.600 kilómetros por segundo; son los más eficaces para impresionar las placas fotográficas.

Rayos gama. — Los rayos gama son idénticos a los rayos X (vibraciones de onda corta en el éter). Se producen como estos últimos por los impactos de los electrones sobre la materia que encuentra a su paso. Son los más penetrantes de los tres rayos, atravesando láminas relativamente gruesas de metales y otras sustancias de peso atómico poco elevado. Los impactos de las partículas alfa y beta con las moléculas de aire que rodean una sustancia radioactiva, van acompañadas de la producción de calor.

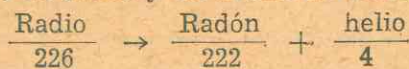
510. Transmutación o desintegración de los elementos. — Es el fenómeno mediante el cual los átomos de ciertos cuerpos se transforman en otras sustancias.

La desintegración puede ser natural y artificial. — La *desintegración natural* es la que tiene lugar espontáneamente entre los elementos uranio y torio por emisión de partículas alfa y beta y de los rayos gama. El uranio da dos series: la del radio y la del actinio; el torio da una sola serie. El último término de desintegración del átomo de cada serie sería el plomo. Se distingue el plomo de cada serie del plomo corriente, por su peso atómico: plomo ordinario, 207.2; radioplomo, 206.05; torioplomo, 207.9.

Desintegración de los compuestos del radio. — En el año 1902, Rutnerford y Soddy sugirieron la hipótesis de que la emisión de átomos de helio y electrones de las sustancias radioactivas eran debidos a la desintegración espontánea del átomo, y que el átomo de un elemento radioactivo era inestable, y se iba rompiendo continuamente originando sustancias más simples. Rutherford obtuvo del radio un gas que condensó mediante el aire líquido. El gas era radioactivo y su radioactividad desapareció antes de una semana, dejando un residuo sólido radioactivo en los cuerpos en contacto con el gas. Se lo llamó *emanación* de radio. Hoy día se lo llama *radón* o a veces *nitón*. Ramsay, determinó su peso molecular (222.4) valor no muy distinto del que se esperaba.

Con efecto, el radio, cuyo peso molecular es 226, pierde un átomo, de helio, cuyo peso molecular es de 4, y se convierte en radón, de peso molecular 222.

Por consiguiente, la desintegración de un átomo de radio produce un átomo de radón y un átomo de helio:



El radón a su vez se transforma en otro cuerpo radioactivo el radio A por pérdida de partículas alfa (de masa 4, núcleo de helio):



El radio A se transmuta en radio B con una nueva emisión de helio:



Finalmente, después de otras transformaciones sucesivas, se llega al radio C o radioplomo o plomo, cuya átomo tiene 206 protones. Ahí se detiene la desintegración.

El tránsito por cada estado varía desde algunos minutos hasta millones de años; algunas sustancias emiten rayos alfa solamente; otros alfa y beta o gama y algunas, las tres clases de rayos.

512. Comprobación de la existencia de las emanaciones de radio. — Si por el tubo A donde existe radio se insufla aire, el electroscopio B, se descarga, lo que demuestra que un gas radioactivo ha sido arrastrado por el aire (fig. 374).

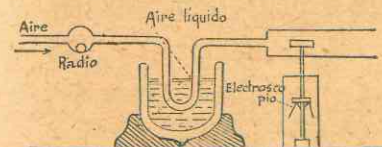


Fig. 374. — Radioactividad inducida Existencia de la emanación.

Sumergiendo el tubo C en aire líquido, el electroscopio no se descarga y la emanación se condensa en el tubo C a -150°C .

La desintegración artificial. — Se consigue haciendo actuar las partículas *alfa* sobre determinados elementos; la energía condensada en estos elementos es tan elevada que hace estallar los átomos.

Se han conseguido esta desintegración con los elementos ligeros: O, N, C, B, F, Na, Al y P. Las partículas expulsadas son protones y los residuos atómicos son isótopos de elementos conocidos.

ELEMENTO RADIO: Ra = 220.

513. Estado natural. — No se encuentra aislado en la naturaleza. Mr. y Mme. Curie lo extrajeron de la pechblenda, mineral baritífero donde hay dos o tres decigramos de sales de radio por tonelada.



CURIE, Pedro
1859-1906

Ilustre físico francés, en colaboración con su esposa, hizo notables descubrimientos sobre la radioactividad que revolucionaron las teorías físicas y químicas fundamentales del fin del siglo pasado. Murió prematuramente en forma trágica en París.

Preparación. — El radio fué aislado por Mme. Curie y Mr. Debierne en 1910, tratando un decigramo de sal de radio. La sal fué descompuesta por electrólisis, empleando un cátodo de mercurio; la amalgama destilada a 700°C. en una atmósfera de H dió el radio.

Propiedades. — Es un metal blanco, que se ennegrece al aire, oxidándose rápidamente con formación de un poco de nitruro de N_2Ra_3 , quema el papel, descompone el agua como los demás metales alcalino-térreos (Ca, Sr y Ba); se adhiere fuertemente al hierro.

Aplicaciones. — Las sales de radio se emplean en medicina, en el tratamiento del cáncer. En agricultura, para la destrucción de los gorgojos de las harinas; detiene el poder germinativo de la semilla expuesta a su acción, y sirve, además, para aumentar la fosforescencia.

Desde 1899 a 1940, la producción mundial, alcanza a unos 850 gramos de este metal.

514. Compuestos radioactivos. — Los más comunes son las sales halógenas (cloruro, bromuro) sumamente radioactivas, y el sulfato de radio.

Se venden las sales de radio en miligramos y encerradas en pequeños tubos.

ESTRUTURA DE LA MATERIA

Teoría atómica. Reseña histórica. Concepto moderno. Consecuencias científicas y prácticas

515. Atomo: Reseña histórica. — Hechos experimentales han modificado profundamente nuestras ideas acerca de la constitución de la materia. Paralelamente a su adquisición, se ha desarrollado una representación del átomo muy compleja, cuando se la compara a la idea simple del átomo *indivisible*, que se tenía hace 50 años.

Vamos a indicar las diferentes etapas de la transformación que ha conducido a las concepciones actuales.

El átomo de J. J. Thomson: La experiencia ha demostrado que la partícula α , emitida por un elemento radioactivo, es capaz de atravesar, sin ser desviada de una manera notable, una hoja metálica de unos centésimos de milímetros de espesor. Conociendo las dimensiones que se atribuyen al átomo no se puede suponer que la partícula α pase por los intervalos que separan los átomos. Desde luego, nos vemos obligados en admitir que dicha partícula atraviesa los mismos átomos, los cuales en consecuencia, deben poseer una *estructura lagunar*.

J. J. Thomson imagina el átomo formado por una masa esférica car-

gada uniformemente de electricidad *positiva* con un cierto número de *electrones* interiores.

El átomo de Rutherford y Bohr: Cuando las partículas α atraviesan un gas, originan en él, iones que se vuelven centros de condensación, por el vapor de agua saturante. Resulta de allí que la trayectoria de la partícula se hace visible gracias a la cadena de gotitas que ella produce y que se puede observar por el método de la cámara de Wilson. La fotografía de estas trayectorias indican que en general son rectilíneas, a pesar de que en ciertos casos experimentan una fuerte desviación debida necesariamente a la repulsión que sufren al acercarse un átomo.

La existencia de estas fuertes desviaciones no puede ser explicada por el modelo atómico de Thomson, donde las cargas eléctricas iguales del átomo, muy cercanas, deben neutralizar sensiblemente sus efectos y producir alrededor del átomo un campo de fuerza de débil intensidad. Para dar cuenta de un campo más extenso, hay que imaginar, como lo hizo Rutherford en el año 1911, que los electrones están colocados exteriormente del núcleo de electricidad positiva, y bastante lejos de este último. Se comprende entonces que si una partícula α cargada positivamente se acerca al núcleo, la repulsión de éste se vuelve el fenómeno principal y provoca una desviación notable del corpúsculo.

Los electrones exteriores deben ser atraídos necesariamente por el núcleo central positivo. Para explicar que no caen sobre él hay que suponerlos animados de un movimiento de revolución semejante al de los planetas que giran alrededor del sol: la atracción electrostática es entonces la fuerza que mantiene los electrones planetarios sobre su órbita.

516. Dimensiones del núcleo. — Se calcula como valor del radio del núcleo atómico igual a 4×10^{-12} cm. Este radio sería 5.000 veces más pequeño que el radio del átomo (*núcleo y electrones planetarios*).

Estructura del núcleo: El átomo de hidrógeno, el más simple de todos, estaría formado de un solo electrón que gira alrededor de un núcleo formado por una sola carga positiva elemental. Se denominó este núcleo **protón**. El radio del protón es 1.830 veces más pequeño que el del electrón y su masa, 1.830 veces la del electrón.

Todos los átomos estarían formados por la yuxtaposición de estos dos elementos: el *protón* y el *electrón*.

El núcleo del átomo formado por una aglomeración de n *protones*, tendría una masa sensiblemente representada por este número, lo que explicaría que la masa de todos los átomos es sensiblemente igual a un múltiplo entero de la masa de un átomo de hidrógeno. Además, entraría en la constitución del núcleo, un cierto número de n *electrones*, llamados *intranucleares*, cuyo papel es sin duda unir los protones.

La existencia de estos electrones permite explicar la emisión de **rayos β** por las sustancias radioactivas, emisión que va acompañada de una transformación del elemento que debe por lo tanto alterar al núcleo,

estando la individualidad del cuerpo, dice Rutherford, concentrada en el núcleo atómico.

El número de electrones planetarios es igual al de los protones (figura 376). La carga aparente del núcleo define la posición del átomo en la clasificación periódica, es decir, el número atómico.

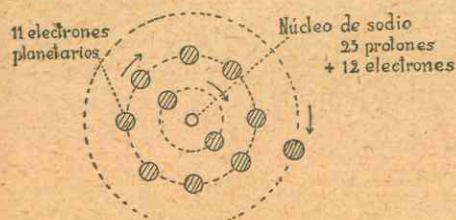


Fig. 375. - Estructura del núcleo.

Así por ejemplo, el átomo de sodio, de masa atómica igual a 23, estaría formado por 23 protones en el núcleo. Su número atómico siendo 11, tendría 19 electrones planetarios y como consecuencia $23 - 11 = 12$ electrones intranucleares (fig. 375).

El número atómico fué determinado por el joven y eminente físico inglés H. Moseley, basándose en el método de la descomposición de los rayos X, a través de cada uno de los elementos de la tabla de Mendelejeff. Moseley estableció que a cada uno de los elementos se les podía designar números enteros, llamados números atómicos y que estos números eran inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de las longitudes de onda o directamente proporcionales a las raíces cuadradas de las frecuencias de las líneas correspondientes de su espectro.



Hidrógeno Helio Oxígeno
Fig. 376.

Llamando V la frecuencia de la raya característica del espectro de un elemento: frecuencia o $V = \frac{1}{\text{longitud de onda}}$, N su número atómico y K una constante característica de dicha raya, se tiene la relación:

$$N = K \sqrt{\frac{1}{\text{longitud de onda}}} \text{ o } K \sqrt{V}$$

La existencia del protón en el núcleo ha sido confirmada por Rutherford en un cierto número de elementos. Sometiendo el nitrógeno a un bombardeo de partículas α , dicho físico ha podido, en los productos de la desintegración del átomo de nitrógeno, caracterizar al hidrógeno. Resultados idénticos han podido ser obtenidos con el boro ($B = 14$), el flúor ($F = 19$), el sodio ($Na = 23$) y el fósforo ($P = 31$).

517. El neutrón. — El año 1932, M. y Mme. Joliot Curie establecieron la existencia en la materia de una partícula que tenía la masa del

protón, pero eléctricamente neutra, a la cual se ha dado el nombre de neutrón.

Los físicos Botte y Beker, de Berlín, ya habían demostrado que un metal liviano como el berilio sometido a un bombardeo de partículas α , emitía radiaciones muy penetrantes, que estos físicos consideraban como rayos γ . El estudio de estas radiaciones, su absorción por otros elementos átomos, su recorrido en el espacio, han demostrado que estos corpúsculos debían tener una masa sensiblemente igual a la del átomo de hidrógeno, es decir, a la del protón, y debían ser eléctricamente neutros.

518. El positrón. — Partícula elemental positiva descubierta en 1932 por Anderson. Este descubrimiento tiene su origen en las investigaciones relativas a los rayos cósmicos. Estos rayos son radiaciones de innumerables y misteriosos proyectiles, capaces de destruir los átomos que encuentran en la superficie de la tierra.

En los productos de esta desintegración, Anderson descubrió una partícula, cuya masa era la del electrón. Su carga positiva. No se les puede identificar con los protones cuyo recorrido es aproximadamente 10 veces más débil.

Cabe preguntar ahora, si el protón no sería el resultado de la yuxtaposición de un neutrón que le daría la casi totalidad de su masa y de un positrón que le comunicará su carga positiva.

519. Repartición de los electrones. — El número total de los electrones nucleares y planetarios es igual al número de los protones, y desde luego, el conjunto del átomo se halla al estado neutro.

Los electrones periféricos están dispuestos alrededor del núcleo, formando varios pisos principales o capas, designados con las letras: K, L, M, N, O, P y Q y éstos a su vez, en varios subpisos:

- 1ª capa K = 2 electrones
- 2ª „ L = 8 electrones
- 3ª „ M = 18 electrones, etc.

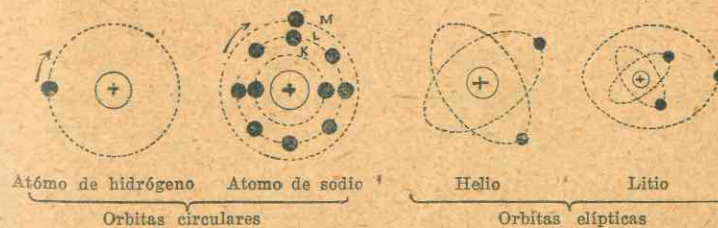


Fig. 377.

Según Bohr, que considera el átomo con electrones dinámicos, estos electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares o elípticas donde se mantiene por la fuerza centrífuga (fig. 377).

Un átomo así es capaz de absorber energía: luz, calor y electricidad, y en tales circunstancias un electrón puede pasar de una órbita a otra más externa, si se absorbe una cantidad de energía suficiente para ello. Al desprenderse dicha energía del átomo, el electrón vuelve a su órbita interna primitiva, emitiendo una serie de luces de colores especiales. Este salto produce ondas de rayos X, cuando los electrones penetran en los pisos inferiores, y ondas actínicas, luminosas o caloríficas cuando los electrones oscilan sólo en pisos exteriores (electrones excitadores).

Si se suministra energía suficiente al átomo, uno o más electrones pueden salir del átomo, quedando independientes de la influencia del núcleo (electrones ionizados).

Según otros autores, el movimiento de los electrones es vibratorio u ondulatorio.

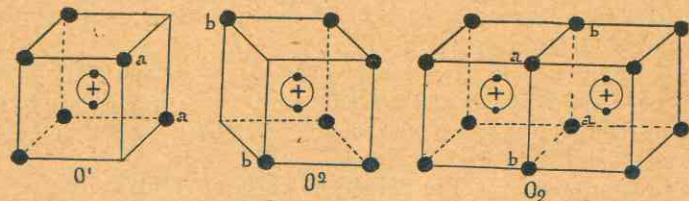


Fig. 378. - Teoría de los octetos (Lewis y Langmuir).

Lewis y Langmuir, han postulado una estructura cúbica del átomo con electrones estáticos (teoría de los octetos) para explicar los hechos de naturaleza química (fig. 378).

Por ej. cuando se combinan para formar la molécula, los electrones a del O^1 , llenan los vértices vacantes del O^2 y los electrones b b del O^2 , llenan los vértices vacantes del O^1 . Este tipo de unión se llama **no polar**.

520. **Valencia del átomo.** — La valencia del átomo depende del número de electrones captados o perdidos para formar una configuración estable.

Cuando el cloro y el sodio se combinan para formar cloruro de sodio, el átomo de sodio pierde un electrón y el cloro lo gana (fig. 379).

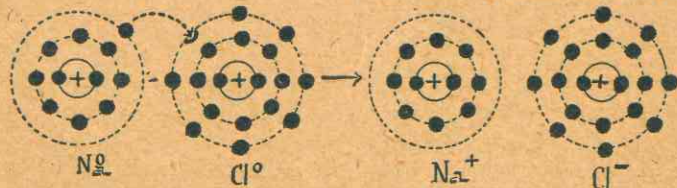


Fig. 379. Valencia del átomo.

Ion. — Llámase **ion** al átomo que posee una carga residual debida a la pérdida o adquisición de electrones.

Ej. el sodio es electropositivo por tener la propiedad de perder fácilmente un electrón.

El cloro es electronegativo porque posee la propiedad de adquirir el electrón que perdió el Na.

Valencias positivas y negativas. — Se llaman **valencias positivas** a los electrones que sobran en la envoltura del átomo, para formar configuraciones estables.

Se llaman **valencias negativas** a los electrones que faltan en la envoltura del átomo para formar un número exacto de configuraciones estables propias del período a que pertenecen.

En el compuesto $ClNa$, la unión entre el sodio y el cloro, se llama **unión polar**, debido a las cargas positivas y negativas (polaridad).

Valencias posibles. — Así se llama la suma de valencias positivas y negativas que en los elementos del primer período es de 2; en los del segundo, de 8; en los del tercero, de 18; en los del cuarto, de 32.

En estos últimos períodos, parece que las configuraciones estables se dividen en pisos de ocho electrones y así la suma de valencias positivas y negativa en actual ejercicio raras veces llega más allá de ocho.

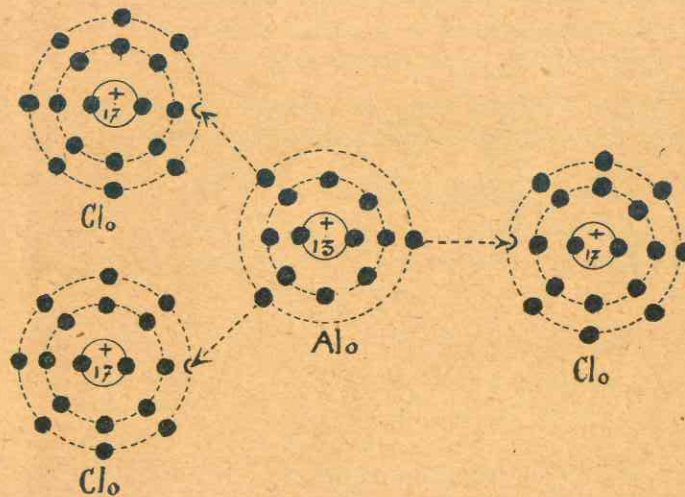


Fig. 380. - Valencias en ejercicio.

Valencias en ejercicio. — Son las uniones efectivas de los átomos entre sí (fig. 380).

Cuando el aluminio, por ejemplo, reacciona con el cloro, se forma cloruro de aluminio, Cl_3Al . En esta reacción el átomo de aluminio pierde tres electrones: uno para cada uno de los tres átomos de cloro.

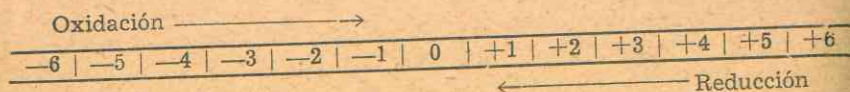
El átomo de aluminio se convierte en Al^{+++} y el átomo de cloro se convierte en Cl^- . El aluminio tiene tres valencias positivas en ejercicio.

El cloro que ha atraído un electrón del átomo de aluminio tiene una valencia negativa en ejercicio.

521. Explicación electrónica de la oxidación y de la reducción:

Concepto. — Un átomo al pasar de una combinación a otra se **oxidará** cuando en la segunda combinación está unido por mayor número de **valencias positivas** o por menor número de **valencias negativas**, que en su primera combinación, y se **reducirá** en el caso inverso o sea cuando en la segunda combinación está unido por menor número de valencias positivas o por mayor número de valencias negativas que en la primera.

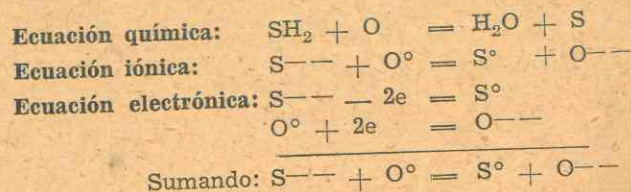
Representación gráfica



Para conocer si hay **oxidación** o **reducción** en una reacción se confrontan los diferentes átomos que la integran, colocándolos en sus sitios correspondientes según el número de sus valencias:

- 1º cómo se encuentran en el primer miembro y
- 2º cómo se encuentran en el segundo miembro.

Los átomos, que en el cambio de valencia vayan en dirección positiva, se habrán oxidado y los que vayan en dirección negativa se habrán reducido.

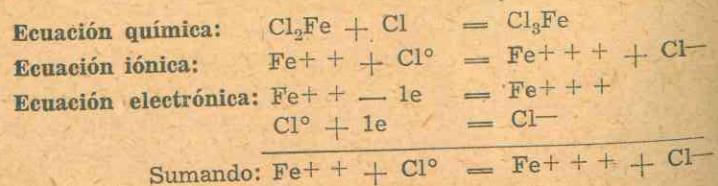
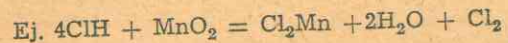


El S habrá pasado de -2 a S° valencia y se habrá oxidado en 2 valencias.

El O desde O° a -2 se habrá reducido.

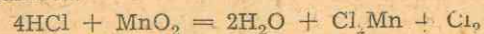
El H no se habrá oxidado ni reducido.

Nota: Lo que se oxida o reduce no es el compuesto sino el átomo o átomos que cambian de valencias.



El átomo de Fe se ha oxidado en 1 valencia.
 El átomo de Cl se ha reducido en 1 valencia.

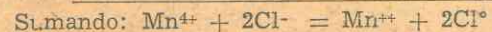
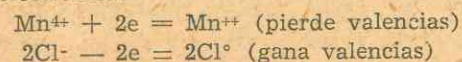
Ecuación química:



Ecuación iónica:



Ecuación electrónica:



El átomo de Mn se ha reducido en 2 valencias porque ha pasado de +4 a +2.

Cada átomo de Cl se ha oxidado en una valencia y ha pasado de -1 a 0 valencia.

Considerando el segundo miembro de la ecuación general, observamos que 2 átomos de cloro no han cambiado durante la reacción y 2 átomos que han sufrido cambios. Aparecen también en el segundo miembro 4 hidrógenos que no experimentaron modificaciones. Por estas razones debemos tomar en el primer miembro 4 moléculas de HCl. Como consecuencia, la ecuación igualada será:



Cuando las oxidaciones se efectúan por la acción directa del oxígeno, se denominan **oxigenaciones**, y cuando las reducciones se obtienen mediante la acción directa del hidrógeno, se denominan **hidrogenaciones**.

522. **Isótopos.** — Los isótopos (*isos* = igual; *topos* = lugar) son elementos que tienen:

1º el mismo número de electrones planetarios y por consiguiente el mismo número atómico y el mismo lugar en la clasificación periódica.

2º distinto número de protones y electrones nucleares y por lo tanto distinta masa atómica.

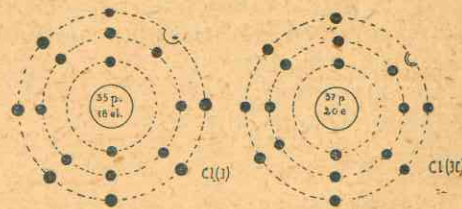


Fig. 381. - Isótopos del cloro.

Ej. isótopos del cloro.

Hay dos cloros: un cloro (I) con núcleo atómico formado de 35 protones y 18 electrones; otro cloro (II) con 37 protones y 20 electrones. De donde se deduce la diferencia de peso atómico: Cl (I) — 35; Cl (II) — 37 (fig. 381).

Pero ambos cloros tienen 17 electrones planetarios porque la carga positiva total de los 2 núcleos es la misma:

$$35 - 18 = 17$$

$$37 - 20 = 17$$

Los dos cloros deben luego ocupar el mismo lugar en la misma casilla de la clasificación de Mendelejeff.

El cloro ordinario que se prepara en los laboratorios es una mezcla de 2 isótopos: cloro 35 y cloro 37 en proporción tal que la masa atómica resultante debe ser 35,5.

El bromo (peso atómico = 79,916) tiene 2 isótopos: 79 y 81. En los isótopos, sólo la masa atómica o peso atómico varía. Las propiedades físicas y químicas son idénticas por cuanto dependen directamente de los electrones satélites.

En estos últimos años fueron descubiertos por la escuela norteamericana de H. C. Urey (1932), los isótopos del hidrógeno. Existen del hidrógeno tres isótopos: el común o hidrógeno propiamente dicho, de peso atómico 1, el hidrógeno pesado o deuterio de peso atómico 2 y el tritio de peso atómico 3.

El núcleo atómico del deuterio, se llama deuterón. Del deuterio, cuyo símbolo es D, se conocen combinaciones como el agua pesada (fig. 382).

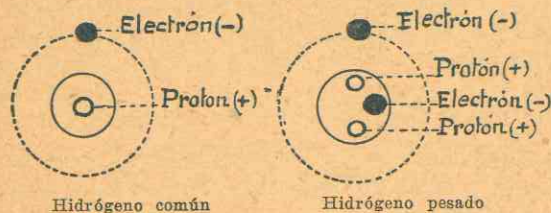


Fig. 382.

H₂O D₂O
agua agua pesada

El agua pesada a 25°C. tiene como densidad 1,1079.

Su punto de ebullición es 101,42°C.

Elementos isóbaros (del mismo peso). Fig. 383. — Son los que tienen distinto número de electrones en la envoltura e igual número de protones en el núcleo; por consiguiente, su masa y su peso atómico serán los mismos; pero sus propiedades químicas serán distintas.

Los elementos isóbaros ocuparán distinto sitio en el sistema periódico de los elementos.

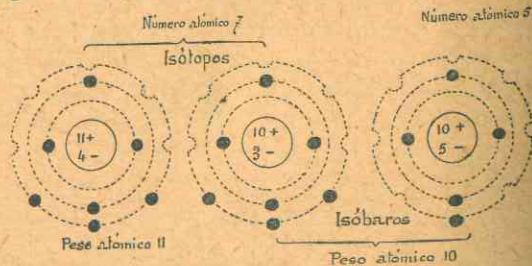


Fig. 383. - Representación gráfica de los isótopos e isóbaros.

FISION DEL URANIO. EL NEPTUNIO. EL PLUTONIO. EL CURIO

523. Fisión nuclear. — Poco tiempo antes de la segunda guerra mundial, tuvo lugar el importante descubrimiento de la fisión o ruptura del núcleo del átomo de uranio. Bombardeado el uranio por neutrones, los físicos notaron que ciertos átomos se partían en dos fragmentos casi iguales, dando un gran desprendimiento de energía (equivalente a 20.000 k.w.h. por gramo) de uranio, al mismo tiempo que se liberaban 2 ó 3 neutrones. Se tenía idea de que estos neutrones, aprovechando nuevas rupturas del núcleo, podrían en ciertas condiciones, cebar "una cadena" de ruptura, asegurando así paso a paso la destrucción del bloque de uranio.

Pero los fenómenos que se producen en el bloque de uranio son muy complejos. El uranio natural es una mezcla de 3 isótopos que tienen respectivamente como masa 234, 235 y 238. El elemento 234 está en proporción despreciable. El uranio 235 es 143 veces menos abundante que el 238. La existencia de estos elementos fué determinada el año 1940 por los americanos *Mac-Millan* y *Seaborg*.

524. Neptunio y plutonio. — Ciertos neutrones, cuya energía adquiere un valor comprendido entre la de los neutrones lentos (amortiguados) y la de los neutrones rápidos (no amortiguados) pueden ser captados por el uranio 238, cuya masa aumenta de una unidad.

El uranio 239 formado, es inestable y por dos emisiones sucesivas de electrones negativos (partícula beta), se transforma primero en neptunio 239, y luego en plutonio 239. Estos dos nuevos elementos tienen, respectivamente, por número atómico 93 y 94. Son elementos transuránicos.

El plutonio 239 presenta el fenómeno de la fisión en las mismas condiciones que el uranio 235, es decir, con neutrones lentos.

Las impurezas contenidas en el uranio pueden captar neutrones. El boro o el cadmio en particular los absorben fuertemente. Estas capturas tienden a disminuir el número de neutrones libres en la masa de uranio y por consiguiente, en detener la reacción en cadena en una pila, por ejemplo.

525. Curio. — En el año 1949, en una reunión de la Sociedad Norteamericana de Química que tuvo lugar en Nueva York, se anunció que se había aislado en forma pura, el elemento 96, llamado *Curio*. Según el informe del profesor *I. Perlman*, el curio es el sólido más violentamente activo que se ha aislado jamás. Se ha logrado precisar que cada milonésimo de gramo de este elemento, emite 70.000 millones de partículas α por minuto. Esta cantidad es 3.000 veces mayor que el número de partículas α emitidas por el mismo volumen de radium en el mismo tiempo. La cantidad de curio obtenida hasta ahora no pasa del grosor de un grano de arena. Ha sido aislado por el doctor *B. Werner*.

El curio aislado en forma de compuesto (hidróxido de curio) y colo-

cado dentro de una solución, hierve y produce burbujas a la vez que emite un suave destello.

El curio puede prepararse de dos maneras distintas: bombardeando el plutonio con núcleo de helio, o bien, bombardeando el americio (elemento 95) con neutrones. El peso atómico es de 242, o sea, tres unidades atómicas más que el plutonio; el elemento de la bomba atómica B, de Nagasaki.

El semiperíodo o "media vida" del curio es de sólo cinco meses, es decir, que la mitad de cualquier cantidad dada, se desintegra en ese tiempo.

ACCION DESTRUCTORA DE LA BOMBA ATOMICA

526. **Bomba atómica.** — El descubrimiento del neutrón en la estructura del átomo por *Chadwick*, en el año 1932, ha adquirido hoy día una importancia extraordinaria en la obtención de la bomba atómica.

En la actualidad se considera el núcleo de los átomos formado por neutrones y protones, cada uno de los cuales tiene masa igual a 1,00.

Actuación del neutrón: Al bombardear mediante un neutrón un átomo de U 235, isótopo del uranio común 238, dicho neutrón por su carácter neutro, es capaz de atravesar los niveles de energía formados por las órbitas de los electrones planetarios y sobre los cuales no influyen, y llegar al núcleo. Este por el impacto que produce, se fisiona, es decir se divide en dos, repartiéndose los 92 electrones planetarios del U 235 en dos nuevos átomos, el Xenón y el Estroncio, cuyos pesos atómicos son sucesivamente 130 y 87,6. A raíz de esta subdivisión los nuevos átomos forma-

dos tienen un peso igual a $\frac{1}{10.000}$ menos que la masa inicial del U 235. Al perder esta porción de la masa total, queda liberada la energía correspondiente de la misma, la cual se transforma en energía cinética. De modo que los dos átomos formados nacen dotados de un enorme impulso inicial. Este hecho ha sido descubierto por el célebre físico italiano, *Fermi* y constituyó la base del descubrimiento de la fisión nuclear, y sirvió luego de fundamento a los trabajos que se realizaron para la obtención de la bomba atómica.

Aplicando la fórmula de *Einstein*, la energía *E* de una masa determinada, es igual al producto de ésta por el cuadrado de la velocidad de la luz.

$$E = M \times e^2$$

como *e* es igual a 300.000 km. por segundo, el valor de la energía

cinética producida cuando se fisiona el átomo, adquieren valores enormes. Podremos apreciar esta energía tomando en cuenta que la correspondiente al $\frac{1}{10.000}$ de masa antes citada equivale aproximadamente a: 3×10^{-11} julios

Sabiendo que 1 julio representa el trabajo necesario para levantar 102 gr a un metro de altura en un segundo. Como un gramo de U 235 contiene 2×10^{21} átomos, de liberarse la energía de los mismos por bombardeo con neutrones, la misma sería: 6×10^{10} julios, lo que representa la enorme cifra de 60.000.000.000 de julios.

DESCUBRIMIENTO DE UNA NUEVA PARTICULA EN LA ESTRUCTURA DEL ATOMO: EL MESOTRON

527. **El mesotróon.** — El doctor *Hideki Yukawa*, japonés, profesor de física en la Universidad de Tokio, al cual fué adjudicado el premio Nóbel para 1949, acaba de descubrir la existencia de una partícula subatómica superior al electrón. Dicha partícula es susceptible de mantener la cohesión del átomo; ello fué el año 1935. Yukawa la denominó mesotróon o mesón. El mesotróon fué encontrado en los rayos cósmicos bajo forma de radiación extraordinariamente dura y penetrante.

Hoy el mesotróon es susceptible de ser obtenido en los laboratorios. Es de doble naturaleza, vale decir, cambiante, es alternativamente positivo y negativo, dando así la fuerza cohesiva. Lo más notable es que el efecto del balance de energía cohesivo del átomo, esa naturaleza cambiante a manera de movimiento de péndulo debe realizarse en un lapso enormemente acelerado, calculándose el transformismo y retrotransformismo de negativo a positivo y a la inversa, sólo en miles y miles de millonésimos de segundos.

Queda explicada teóricamente ahora la cohesión de la sustancia, gracias a este fenómeno que se produce en el átomo, fenómeno cuyo ritmo ha sido calificado como el "pulso universal".

528. **La Bomba de Hidrógeno (o de H).** — La bomba de hidrógeno se basaría en un principio totalmente contrario al de la bomba atómica. Esta última obtiene su potencia extraordinaria de la desintegración (fisión) de un núcleo del átomo y utiliza como principales elementos al uranio y al plutonio (1), que son sumamente pesados. En cambio, en la superbomba puede obtenerse mucha más energía combinando (fusión) los átomos de hidrógeno y litio, elementos muy livianos. Los científicos llaman

(1) La bomba lanzada sobre Hiroshima era de uranio y la que alcanzó a Nagasaki, de plutonio; el cual deriva, por desintegración, del uranio mediante el empleo de la pila atómica.

al proceso empleado en la bomba de uranio - plutonio "fisión nuclear" y al que combina los átomos de elementos diversos "reacción termonuclear". La combinación termonuclear del hidrógeno con el helio se produce continuamente en el sol y las estrellas generando una formidable cantidad de energía. Pero hay dos grandes dificultades para lograr el mismo proceso en la tierra: en primer lugar se necesita una temperatura como la que existe en el sol para iniciar la reacción; el mismo sol necesita un tiempo extraordinariamente largo, que según algunos cálculos, llega a cinco millones de años. No obstante, los hombres de ciencia, consideran teórica-

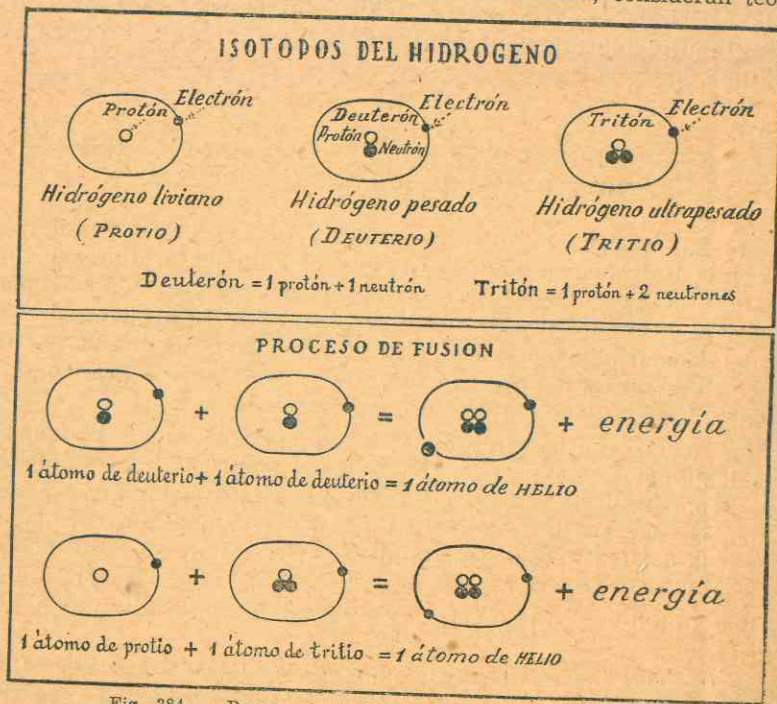


Fig. 384. - Proceso de fusión en la bomba de hidrógeno.
(Adaptado de "La Prensa")

mente posible lograr en la tierra la reacción termonuclear, pues aquella, en la fracción de segundo antes de estallar, genera más calor que el sol (caso de la bomba atómica). De aquí que se considere posible combinar el hidrógeno con algún elemento liviano que no sea el helio, por ejemplo el litio (fig. 384), en menos tiempo que el requerido en el proceso solar.

A juicio de los científicos, la bomba atómica serviría de "carga" o "gatillo" para generar el calor necesario que produciría la reacción termonuclear.

La reacción de la bomba de hidrógeno podría producirse a una temperatura muy elevada, 15.000.000 de grados de calor.

Sus efectos: Se puede presumir que las bombas de hidrógeno almacenarán la energía de un millón de toneladas de T. N. T. (*trinitrotolueno*). Los efectos de una bomba atómica como la arrojada sobre Nagasaki, cubre una superficie de 25 km.²; una bomba de hidrógeno cubriría un área de 500 a 1.000 km.²

La de uranio - plutonio requiere cierta precisión de tiro, la de hidrógeno no. Aún cayendo a 50 km. de su objetivo sería capaz de destruirlo.

Clasificación de los elementos según Mendelejeff

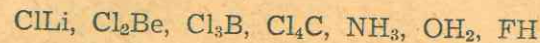
529. Mendelejeff hizo su clasificación de acuerdo a la ley siguiente: *las propiedades de los elementos son una función periódica de su peso atómico.*

Colocó los cuerpos simples, en líneas horizontales llamados *series*, según el orden creciente de sus pesos atómicos y observó que los cuerpos así colocados diferían en sus propiedades análogas a las anteriores.

Ubicó esos cuerpos uno debajo de los otros formando así una familia natural de propiedades semejantes. Consiguió de esta manera ocho columnas verticales que denominó *grupos*.

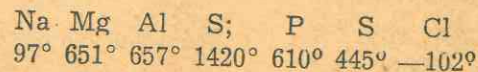
Las dos primeras series están formadas de ocho elementos cada una, encabezada por dos bases pertenecientes al grupo de los llamados gases raros, los cuales carecen de tendencia a combinarse.

Si se comparan en estas series las combinaciones que origina cada elemento con H o con el Cl (combinaciones que definen las valencias), se reconocerá que esta valencia va aumentando de la segunda columna vertical a la quinta, para luego decrecer.



Las propiedades físicas, tales como la densidad al estado sólido, van aumentando del sodio al aluminio para luego disminuir.

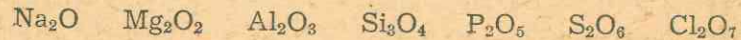
La temperatura de fusión: aumenta con el peso atómico hasta la mitad del período.



MENDELEJEFF, Dimitri Ivanovich

Nació en Rusia en 1834 y murió en 1907, a los 73 años de edad. Estudió el petróleo; compresión de los gases; isomorfismo; ley periódica de los elementos y escribió, además, un tratado de química.

Las combinaciones formadas por el oxígeno y dos átomos de cada uno de los cuerpos simples, ofrecen la siguiente relación:



Las propiedades básicas van disminuyendo de la 2ª columna a la 4ª, y luego son reemplazadas por propiedades ácidas cuya energía va en aumento.

Después de estos dos períodos que terminan con elementos distintos de los iniciales se presenta una nueva serie, cuyos componentes son ordenadamente semejantes a los anteriores, y así sucesivamente.

Consideremos ahora las series formadas en sentido vertical. La serie O contiene todos los gases raros; la serie 1 los metales alcalinos y sus afines; la serie II, los alcalino-térreos y sus parecidos; la serie III, los semejantes al boro y al aluminio; la serie IV, el carbono y sus afines; las series V, VI y VII, los grupos característicos del nitrógeno, oxígenos y halógenos; la serie VIII comprende ciertos grupos de tres elementos de propiedades afines.

Examinando las propiedades sucesivas de estas series verticales, se observa que la electroafinidad positiva va decreciendo desde la primera serie (metales alcalinos) hasta anularse en la serie IV del carbono y sus afines. En cambio, la electroafinidad negativa va creciendo desde el grupo V (metaloides trivalentes), donde es muy débil; hasta el grupo VII de los halógenos.

Según lo hemos visto, el número atómico es el número de orden que corresponde a cada elemento en el sistema periódico de Rydberg.

Este número atómico representa a la vez el número de electrones que componen la envoltura de los átomos y por lo tanto, el de las cargas positivas sobrantes en el núcleo, ya que el átomo completo es eléctricamente neutro, pero no químicamente neutro, o sea sin afinidad positiva o negativa.

530. Importancia de la clasificación de Mendeléjeff:

1º Las familias naturales están agrupadas según su valencia, tales como F, Cl, Br, I colocados en una misma columna.

2º Permitió descubrir ciertas analogías no observadas, como las del boro y las del aluminio.

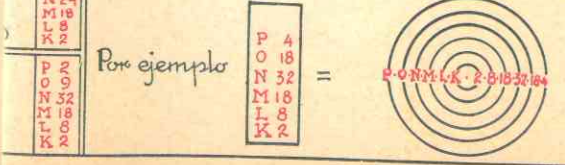
3º Consiguió determinar los pesos atómicos de ciertos elementos como el berilio.

4º Los gases recientemente descubiertos han encontrado un lugar en dicha clasificación.

PERIODO	Electrones planetarios en las órbitas completas		Numero de Orbitas
1		K 2	1
2	He (2)	KL 2 8	2
3	N (7) Cl (17)	KLM 2 8 8	3
4	Fe (26)	Co (27) Ni (28)	4
	Kr (36)	KLMN 2 8 18 8	
	Ru (44)	Rh (45) Pd (46)	5
	Xe (54)	KLMNO 2 8 18 18 8	
	Os (76)	Ir (77) Pt (78)	6
	Rd (86)	KLMNOP 2 8 18 32 18 8	

REFERENCIAS

Números en negro = peso atómico
 Números en rojo = número atómico
 Las letras y los números en columna indican las órbitas y los electrones en cada órbita



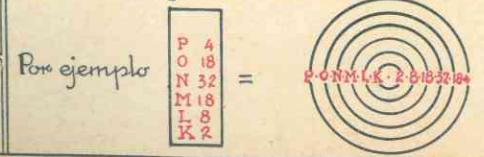
P 4
O 18
N 32
M 18
L 8
K 2

TABLA PERIODICA DE LOS ATOMOS

Los átomos agrupados según el número de electrones externos (de valencia)

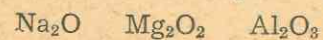
PERIODO	Los átomos agrupados según el número de electrones externos (de valencia)										Electrones planetarios en las órbitas completas	Número de Órbitas	
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1		H ₁ 1.0078									He ₂ 4.002	K ₂	1
2	He ₂	Li ₃ 6.940	Be ₄ 9.02	B ₅ 10.82	C ₆ 12.00	N ₇ 14.008	O ₈ 16.00	F ₉ 19.000	Ne ₁₀ 20.183			KL _{2 8}	2
3	Ne ₁₀	Na ₁₁ 22.997	Mg ₁₂ 24.32	Al ₁₃ 26.97	Si ₁₄ 28.06	P ₁₅ 31.02	S ₁₆ 32.06	Cl ₁₇ 35.457	Ar ₁₈ 39.944			KLM _{2 8 8}	3
4	Ar ₁₈	K ₁₉ 39.096	Ca ₂₀ 40.08	Sc ₂₁ 45.10	Ti ₂₂ 49.90	V ₂₃ 50.95	Cr ₂₄ 52.01	Mn ₂₅ 54.93	Fe ₂₆ 55.84	Co ₂₇ 58.94	Ni ₂₈ 58.69		4
		Cu ₂₉ 63.57	Zn ₃₀ 65.38	Ga ₃₁ 69.72	Ge ₃₂ 72.60	As ₃₃ 74.91	Se ₃₄ 78.96	Br ₃₅ 79.916	Kr ₃₆ 83.7			KLMN _{2 8 18 8}	
5	Kr ₃₆	Rb ₃₇ 85.44	Sr ₃₈ 87.63	Y ₃₉ 88.92	Zr ₄₀ 91.22	Nb ₄₁ 93.3	Mo ₄₂ 96.0	Ma ₄₃ 96	Ru ₄₄ 101.7	Rh ₄₅ 102.91	Pd ₄₆ 106.7		5
		Ag ₄₇ 107.880	Cd ₄₈ 112.41	In ₄₉ 114.76	Sn ₅₀ 118.70	Sb ₅₁ 121.76	Te ₅₂ 127.61	I ₅₃ 126.92	Xe ₅₄ 131.3			KLMNO _{2 8 18 18 8}	
6	Xe ₅₄	Cs ₅₅ 132.91	Ba ₅₆ 137.56	TIERRAS RARAS		Hf ₇₂ 178.6	Ta ₇₃ 181.4	W ₇₄ 184.0	Re ₇₅ 186.31	Os ₇₆ 191.5	Ir ₇₇ 193.1	Pt ₇₈ 195.25	6
		Au ₇₉ 197.2	Hg ₈₀ 200.61	Tl ₈₁ 204.39	Pb ₈₂ 207.22	Bi ₈₃ 209.00	Po ₈₄ 210		Rd ₈₆ 222			KLMNOP _{2 8 18 32 18 8}	
7	Rn ₈₆		Ra ₈₈ 225.97	Ac ₈₉ 228	Th ₉₀ 232.12	Pa ₉₁ 234	U ₉₂ 238.14						
	TIERRAS RARAS	La ₅₇ 138.92	Ce ₅₈ 140.13	Pr ₅₉ 140.92	Nd ₆₀ 144.27	Il ₆₁ ?	Sm ₆₂ 153.43	Eu ₆₃ 152.0					
	Gd ₆₄ 157.3	Tb ₆₅ 159.2	Dy ₆₆ 162.46	Ho ₆₇ 163.5	Er ₆₈ 167.64	Tm ₆₉ 169.4	Yb ₇₀ 173.04	Lu ₇₁ 175.0					

REFERENCIAS
 Números en negro = peso atómico
 Números en rojo = número atómico
 Las letras y los números en columna indican las órbitas y los electrones en cada órbita



Elementos: H_g líquidos N gaseosos R_g sólidos

Las combinaciones forman
cada uno de los cuerpos simples



Las propiedades básicas van
la 4ª, y luego son reemplazadas
gía va en aumento.

Después de estos dos períodos
tintos de los iniciales se presenten
son ordenadamente semejantes
sivamente.

Consideremos ahora las series
serie O contiene todos los gases
series y sus afines; la serie II, los
serie III, los semejantes al boro
bono y sus afines; las series V,
del nitrógeno, oxígenos y halógenos
tos grupos de tres elementos cada uno.

Examinando las propiedades
les, se observa que la electroafinidad
la primera serie (metales alcalinos
del carbono y sus afines. En cada grupo
creciendo desde el grupo V (metales
débil, hasta el grupo VII de los gases

Según lo hemos visto, el número
den que corresponde a cada elemento
Rydberg.

Este número atómico representa
nes que componen la envoltura electrónica
las cargas positivas sobrantes en el átomo
pleto es eléctricamente neutro
sea sin afinidad positiva o negativa.

530. Importancia de la clasificación

1º Las familias naturales
tales como F, Cl, Br, I colocadas

2º Permitió descubrir ciertos
las del boro y las del aluminio.

3º Consiguió determinar
mentos como el berilio.

4º Los gases recientemente
lugar en dicha clasificación.

Para las modificaciones introducidas con posterioridad en la tabla periódica de los átomos, referentes a los pesos atómicos y a los nuevos cuerpos descubiertos últimamente, consúltense las páginas 504-506 de esta obra.

5º En el cuadro hay casillas vacías. Mendeleieff predijo que serían ocupadas por elementos ahora desconocidos, cuyas propiedades se atrevió a determinar. Esta predicción se ha realizado.

Así en el lugar que hoy ocupa el galio colocó Mendelejeff un trazo, afirmando en el año 1871 el peso atómico del cuerpo hipotético, su densidad, que sería fijo y fusible a baja temperatura. Cuatro años después fué descubierto por Lecoq de Boisbaudran, y fué extraído de la blenda de Pierrefite, en Francia.

En el año 1879 Nilson descubrió el escandio del grupo de las tierras raras de la cerita.

En el año 1886 Winckler, descubrió el germanio de la argiritita, en Alemania.

531. **Algunos inconvenientes de la ley periódica.** — El *hidrógeno* parece ser un elemento vago, enteramente fuera de lugar en el plan general, y como tal ocupa una posición única como la piedra angular en la estructura.

Se ha presentado una dificultad para la ubicación de las *tierras raras*. Algunas están colocadas en la tabla según su peso atómico; otras forman una clase propia. Algunos autores opinan que deben agruparse como los asteroides de un sistema planetario. Según este punto de vista, las tierras raras, fuera del escandio y del itrio, se incluyen en el 6º período.

Si las propiedades de los elementos se relacionan con sus pesos atómicos, la existencia de dos elementos con propiedades diferentes y aproximadamente los mismos pesos atómicos, debe ser imposible. De aquí la dificultad que se presenta con el cobalto y el níquel, el rutenio y el rodio, etc.

Algunos elementos están colocados con relación a su peso atómico en oposición con sus propiedades. Así por ejemplo, el cobre, la plata y el oro, entra en el grupo de los metales alcalinos.

Otros elementos cuyas propiedades parecen ser semejantes, se hallan separados en la tabla. Por ejemplo, el cobre y el mercurio; la plata y el talio, el bario y el plomo.

TABLA DE LOS PESOS ATÓMICOS

ELEMENTOS	Símbolo	Número atómico	Peso atómico
Actinio	Ac	89	228
Aluminio	Al	13	26.97
Americio	Am	95	241
Antimonio	Sb	51	121.76
Argón	A o Ar	18	39.94
Arsénico	As	33	74.91
Astacio	At	85	211
Azufre	S	16	32.06
Bario	Ba	56	137.36
Berilio	Be	4	9.02
Bismuto	Bi	83	209
Boro	B	5	10.82
Bromo	Br	35	79.916
Cadmio	Cd	48	112.41
Calcio	Ca	20	40.08
Carbono	C	6	12.01
Cerio	Ce	58	140.13
Cesio	Cs	55	132.91
Cloro	Cl	17	35.46
Cobalto	Co	27	58.94
Cromo	Cr	24	63.57
Cobre	Cu	29	52.01
Curio	Cm	96	242
Disprosió	Dy	66	162.46
Erbio	Er	68	167.20
Escandio	Sc	21	45.1
Estaño	Sn	50	118.7
Estroncio	Eu	38	87.63
Europio	F	63	152
Flúor	Sr	9	19
Fósforo	P	15	30.98
Francio	Fa	87	223
Gadolinio	Gd	64	156.9
Galio	Ga	31	69.72
Germanio	Ge	32	72.6
Hafnio	Hf	72	178.6
Helio	He	2	4.003
Hidrógeno	H	1	1.008
Hierro	Fe	26	55.85
Holmio	Ho	67	164.94
Indio	In	49	114.76
Iodo	I	53	126.92
Ionio	Io	90	230

Tabla de los Pesos Atómicos (continuación)

ELEMENTOS	Símbolo	Número atómico	Peso atómico
Iridio	Ir	77	193.1
Iterbio	Yb	70	173.04
Itrio	Y	39	88.92
Kriptón	Kr	36	83.7
Lantano	La	57	138.9
Litio	Li	3	6.94
Lutecio	Lu	71	74.98
Magnesio	Mg	12	24.32
Manganeso	Mn	25	54.93
Mercurio	Hg	80	200.61
Molibdeno	Mo	42	95.95
Neón	Ne	10	20.2
Neodimio	Nd	60	144.27
Neptunio	Np	93	237
Niobio	Nb	41	92.21
Níquel	Ni	28	58.69
Nito o Radón	Nt o Rn	86	222
Nitrógeno	N	7	14.008
Oro	Au	79	197.2
Osmio	Os	76	190.9
Oxígeno	O	8	16
Paladio	Pd	46	106.7
Plata	Ag	47	107.88
Platino	Pt	78	195.23
Plomo	Pb	82	207.2
Plutonio	Pu	94	239
Polonio	Po	84	210
Potasio	K	19	39.096
Praseodimio	Pr	59	140.9
Prometio	Pm	61	147
Protoactinio	Pa	91	234
Radio	Ra	88	226.05
Renio	Re	75	186.31
Rodio	Rh	45	102.9
Rubidio	Rb	37	85.45
Rutenio	Ru	44	101.7
Samario	Sm	62	150.4
Selenio	Se	34	78.96
Silicio	Si	14	28.06
Sodio	Na	11	22.997
Talio	Tl	81	204.4
Tantalio	Ta	73	180.88
Tecnetio	Tc	43	99
Teluro	Te	52	127.61

Tabla de los Pesos Atómicos (continuación)

ELEMENTOS	Símbolo	Número atómico	Peso atómico
Terbio	Tb	65	159.2
Titanio	Ti	22	47.9
Torio	Th	90	232.1
Tulio	Tu	69	169.4
Uranio	U	92	238.07
Vanadio	V	23	50.95
Wolframio	W	74	183.92
Xenón	X o Xe	54	131.3
Zinc	Zn	30	65.38
Zirconio	Zr	40	91.22

532. Clasificación actual de los elementos. — La clasificación actual difiere algún tanto de la establecida por Mendelejeff. Se han incluido en ella los nuevos cuerpos descubiertos últimamente.

Se han introducido también algunas modificaciones en cuanto al orden de los elementos. Se ha invertido, por ejemplo, la posición del argo con el potasio, del níquel con el cobalto y del iodo con el teluro. Además, se ha colocado en una sola casilla el grupo de los metales de las tierras raras, en número de 15, y por último, se ha notado que después de los primeros períodos horizontales, las variaciones de las propiedades con el peso atómico se complican; que cada serie debe constar de 18 elementos en vez de 8 y que hacia el fin, el intervalo de periodicidad es de 32, pues, el bario que ocupa el número 56 de la serie, corresponde como semejante al radio número 88.

La razón de estos cambios debe atribuirse a los descubrimientos del inglés Moseley (1913) acerca del espectro de los rayos X.

La ley de Moseley dice que "la raíz cuadrada de la frecuencia de una raya del espectro de rayos X, varía en función lineal con el número de electrones periféricos de los elementos que lo originan".

Basándose en esta ley, Rydberg tuvo la idea de ordenar los elementos, tomando como criterio no el peso atómico como lo hizo Mendelejeff, sino el número atómico o sea el número de electrones periféricos. Considerando esta nueva clasificación se nota que la sucesión de los elementos es la misma, fuera de las inversiones señaladas más arriba.

El estudio de la bomba atómica, permitió el descubrimiento de cuatro nuevos cuerpos radioactivos: Neptunio, Plutonio, Americio y Curio cuyo número atómico son respectivamente 93, 94, 95 y 96; además debemos señalar el descubrimiento del Astacio y del Francio cuyos números atómicos son 85 y 87.

CAPITULO SUPLEMENTARIO

PUNTOS DEL PROGRAMA QUE NO FIGURAN EN LOS CAPITULOS ANTERIORES

*

Sumario: 533. Estabilidad de las sales. — 534. Concepto de temperatura absoluta. — 535. Yacimientos argentinos de azufre. — 536 bis. Yacimientos argentinos de carbón. — 536. Obtención del cloruro de sodio por neutralización. — 537. Descomposición de una sal por el ácido sulfúrico. — 538. Carácter ácido del ácido sulfúrico. — 539. Combinación del Cloro con el Hidrógeno. — 540. Reacción básica del ácido nítrico. — 541. Variación de la valencia. — 542. Representación de una valencia química. — 543. Caracteres de las sales principales. — 544. Leyes de Berthollet: acción de los ácidos, de las bases y de las sales sobre las sales. — 545. Concepto de compuesto al máximo y al mínimo. — 546. Peso atómico grammo. — 547. Ley de Henry. — 548. Propiedades de las disoluciones. — 549. Saturación y sobresaturación. — 550. Regla de Dulong y Petit. — 551. Determinación del peso atómico. — 552. Determinación del peso molecular. — 553. Determinación de la ecuación de los gases perfectos. — 554. Determinación de la densidad del vapor: método de Víctor Meyer. — 555. Determinación del peso molecular por la crioscopia y la ebullicoscopia. — 556. Determinación de la constante 22, 4 l. — 557. Estequiometría. — 558. Termoquímica. — 559. Neutralización. — 560. Equilibrio en las soluciones. — 561. Nociones sobre velocidad de reacción y equilibrio químico. — 562. Breve referencia a la evolución de la química y de la mineralogía en nuestro país. — 563. Contribución de ambas disciplinas y las industrias derivadas a la independencia económica del país.

533. Estabilidad de las sales. — La mayor parte de los cloruros, tales como: los cloruros de potasio, de sodio, de calcio o de magnesio, son estables, cuando se someten a la acción del calor; otras sales se descomponen desprendiéndose vapores ácidos y cáusticos y dejando como residuo un óxido metálico.

Práctica. — En dos crisoles de porcelana se colocan, en el primero un poco de sal de nitrato de cobre $(NO_3)_2Cu$, y en el segundo una porción de sulfato de hierro, SO_4Fe que son sales de ácido nítrico y sulfúrico. Se calientan fuertemente, y al poco tiempo se ven desprenderse del primer crisol vapores rojos muy cáusticos y del segundo, vapores blancos

muy densos y también muy cáusticos. Se continúan calentando, mientras se desprenden estos vapores y al final quedan en el fondo de los crisoles, en el primero un polvo negro (óxido de cobre) y en el segundo un polvo rojo (óxido de hierro).

534. Concepto de temperatura absoluta.— Llámase temperatura absoluta de un gas a la distancia en grados que hay entre el cero absoluto ($-273^{\circ}\text{C}.$) y la temperatura actual de este gas.

Ejemplo: La temperatura (t) de un gas es de $20^{\circ}\text{C}.$, su temperatura absoluta será:

$$T = 273^{\circ} + 20^{\circ} = 293^{\circ}\text{C}.$$

Si la temperatura actual fuese $t = -20^{\circ}\text{C}.$, la temperatura absoluta sería:

$$T = 273^{\circ} - 20^{\circ} = 253^{\circ}\text{C}.$$

535. Yacimientos argentinos de azufre.— Entre los numerosos yacimientos de azufre que se encuentran a lo largo de la Cordillera andina, debemos principalmente mencionar: los del subsuelo del Territorio de Neuquén; los existentes en los cráteres y grietas volcánicas del volcán Sosneado y Descabezado (Mendoza) y en las fuentes termales sulfhídricas (termas de Copahue).

535 bis. Yacimientos argentinos de carbón.— Los yacimientos de carbón son bastante numerosos en nuestro país, pero hasta el presente poco explotados debido a su situación geográfica.

La provincia de La Rioja y la parte norte de San Juan poseen yacimientos de carbón bituminoso apto para su transformación en coque metalúrgico.

En la parte occidental de Mendoza y norte de Neuquén se encuentran minas de asfaltitas de alto poder calórico. Las principales son: General San Martín, en Malargüe (Mendoza); Santa Marta, al sur de Chos-Malal (Neuquén) y Auca Mahuída (Neuquén).

La zona carbonífera comprendida entre Bariloche (Neuquén) y Esquel (Chubut), encierra carbones del tipo sub-bituminoso.

El yacimiento de mayor explotación, "Presidente Perón", se encuentra en la parte sudoccidental de la Patagonia en la zona de Río Turbio (Santa Cruz). (Ver lectura, pág. 277.)

Además de estos yacimientos de hulla, existen numerosos mantos turberos y de lignito en la Gobernación Marítima de Tierra del Fuego.

536. Obtención del cloruro de sodio por neutralización. (Práctica.)— En una cápsula de porcelana colóquese un poco de agua y añádase un poco de ácido clorhídrico. Agítese bien la solución con una varilla de vidrio para mezclar los líquidos. Hemos preparado una solución de HCl.

Prepárense tiras de tornasol rojo y azul y agréguese a la cápsula hidróxido de sodio. Agítese bien y se verá que esta sustancia sólida se va disolviendo en la solución ácida. Cuando se haya disuelto, introdúzcanse

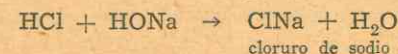
dos tiras de papel tornasol (una azul y la otra roja) en la cápsula. La roja no variará, la azul se transformará en roja, siempre que no se haya agregado un exceso de hidróxido. Agréguese un poco más de hidróxido y se conseguirá finalmente por tanteos, añadiendo hidróxido o ácido, obtener una solución que no modifique ni el papel rojo, ni el azul de tornasol.

En este caso diremos:

a) que no hay más ácido ni hidróxido;

b) que existe *tanto* ácido como hidróxido y por eso el resultado sobre el tornasol es nulo.

Se trata entonces, no de una mezcla de ácido e hidróxido; sino de una nueva sustancia: se ha producido una combinación entre el ácido y el hidróxido. Se ha formado una sal correspondiente a la reacción siguiente:

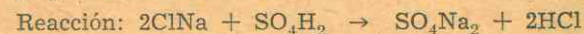


Deducimos de dicho experimento que una sal es una sustancia que resulta de neutralizar un ácido con un hidróxido o viceversa.

537. Descomposición de una sal por el ácido sulfúrico. (Práctica.)— Colóquese en un tubo de ensayo un poco de sal marina (cloruro de sodio); agréguese ácido sulfúrico concentrado hasta que el líquido ácido cubra la sal. Caliéntese moderadamente. Pronto se desprenderán de la boca del tubo de ensayo vapores ácidos. Se comprueba su acidez poniéndolos en contacto con una tira de papel de tornasol azul a la que enrojece.

¿Qué son estos vapores ácidos? Como en el tubo hemos colocado sal y ácido sulfúrico, podemos pensar que al calentar el tubo se desprenden vapores de ácido sulfúrico. Para resolver esta primera duda, colocamos en un tubo de ensayo un poco de este ácido concentrado y calentamos moderadamente. No se desprenden vapores. Entonces estos vapores ácidos provienen de la acción del ácido sulfúrico sobre las sales.

Lo que ha ocurrido es lo siguiente: el ácido sulfúrico (que podemos considerar formado por el resto ácido e hidrógeno), ha actuado sobre la sal formada por el resto ácido (en este caso el cloro) y el metal. El ácido sulfúrico ha fijado el metal y cedido el hidrógeno. Fijando el metal en cambio de su hidrógeno se ha transformado en sal y la sal marina que colocamos en el tubo, cambiando su metal (Na) por el H que el ácido sulfúrico le cede se ha transformado en ácido y éste por ser volátil (es un gas) se desprende.



538. Carácter ácido del ácido sulfúrico.— Debemos atribuir el carácter ácido al resultado de la combinación del H con los no metales. Pero, como esta regla es bastante general, mas no absoluta, aceptamos como propiedades características de los ácidos las siguientes:

- a) Tienen sabor agrio;
- b) enrojecen al tornasol;

c) desprenden H en contacto con un metal (Mg, Zn, Fe, etc.).

De las propiedades enumeradas tenemos la tercera como medio de clasificar el carácter ácido más o menos acentuado, o como suele decirse, *la fuerza del ácido*. Así resulta que el HCl será el de mayor carácter ácido, pues cambia su H por un metal con mayor rapidez, pero como es un gas y por lo tanto, poco manejable si no está en disolución, *no se considera al HCl como el ácido más fuerte sino el ácido sulfúrico* que es el ácido más empleado en los laboratorios y las industrias.

539. Combinación del Cloro con el Hidrógeno. — El Cl se combina con el H dando *ácido clorhídrico* y con los metales formando los *cloruros*. Esa combinación es muy firme y por eso se dice que el ácido clorhídrico o los cloruros son *muy estables*.

Desalojo del bromo y del yodo por el cloro. — El cloro desplaza fácilmente al bromo y al yodo de sus combinaciones metálicas.

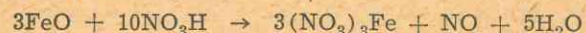
Por ejemplo:



540. Reacción básica del ácido nítrico. — El ácido nítrico presenta los caracteres comunes de los ácidos en todas las reacciones en que no actúan sus propiedades oxidantes. Así, reacciona en forma normal con los *óxidos básicos, hidróxidos y carbonatos* formando las *sales* correspondientes, a menos que el radical metálico respectivo sea un agente reductor, por ejemplo, con el óxido de zinc se forma el *nitrato*:



mientras que con el óxido ferroso se produce también oxidación, de modo que resulta la *sal férrica*:



541. Variación de la Valencia

La valencia de un átomo es un número que expresa cuantos átomos de hidrógeno u otros elementos equivalentes al hidrógeno pueden unirse con un átomo del elemento en cuestión.

Peso atómico = Peso equivalente \times Valencia.

$$\text{Valencia} = \frac{\text{Peso atómico}}{\text{Peso equivalente}}$$

Ejemplo: Se conocen dos óxidos de cobre, en uno de los cuales 31,78 gr. de cobre están combinados con 8 gr. de oxígeno; mientras que en el otro 63,56 gr. de cobre están unidos a 8 gr. de oxígeno.

Por lo tanto el peso equivalente de cobre es 31,78 en el primer caso y 63,56 en el segundo.

En forma semejante un elemento puede tener 3 o más equivalentes de acuerdo con el número de compuestos diferentes que puede formar

con otro elemento dado. Pero **cualquier elemento** puede tener **soiamente un peso atómico** y de acuerdo con la relación:

$$\frac{\text{Peso atómico}}{\text{Peso equivalente}} = \text{Valencia}$$

Se ve que tales elementos deben tener más de un valor para la valencia. Se dice que estos elementos poseen **valencia variable**.

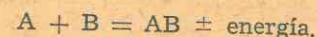
NOTA: *Se entiende por equivalente el peso de un elemento que corresponde a un átomo de H que reacciona.*

542. Representación de una ecuación química

Las reacciones químicas se expresan por igualdades; en el primer miembro se escriben los cuerpos que reaccionan, y en el segundo, los que se producen.

Estas igualdades suelen llamarse **ecuaciones químicas**, porque en efecto es preciso buscar qué cantidad de cada cuerpo ha de entrar en la reacción; estas cantidades constituyen las incógnitas que hacen de la igualdad una verdadera ecuación. Para que la igualdad exprese el fenómeno producido, se ha de indicar también la cantidad de calor que acompaña a la reacción. El signo de la igualdad se sustituye a menudo por una flecha cuya dirección indica el sentido de la reacción.

Cuando se combinan dos cuerpos hay *absorción* o *desprendimiento* de energía.



Cuando hay absorción la reacción es *endotérmica* y cuando hay desprendimiento, es *exotérmica*.

Si queremos pasar del compuesto AB a los componentes A . B, debemos restituir la energía que han perdido al combinarse y esta constitución es igual a la que se ha gastado para combinarse.

Cuando se quema magnesio en presencia del oxígeno o del aire se produce luz y calor. La energía química se transforma parcialmente en *energía térmica* y parcialmente en *energía luminosa*.

543. Caracteres de las sales principales

Fluoruros:

- son casi todos estables; algunos funden fácilmente, otros son volátiles.
- son solubles: los fluoruros alcalinos y el fluoruro de plata; los demás son insolubles.
- tratados por el SO_4H_2 concentrado forman FH, que ataca el vidrio.

Cloruros:

- en general son sólidos menos el Sn Cl_4 y el Sb Cl_5 .

- b) algunos son volátiles; los Au Cl₃ y Pt Cl₄ se descomponen por el calor.
- c) los metales descomponen los cloruros, cuyo metal es menos electropositivo que ellos (propiedad utilizada en metalurgia)



- d) se descomponen por la acción del SO₄H₂. En solución dan el NO₃Ag un precipitado blanco, soluble en el NH₃.
- e) con el SO₄H₂ y el MnO₂, desprenden cloro.
- f) forman entre sí cloruros dobles (PtCl₄, 2Cl (NH₄)).

Bromuros:

- a) en general son sólidos; el agua de cloro los descompone, dando Br libre.
- b) con SO₄H₂ concentrado forman HBr que humea al aire; con NO₃Ag dan un precipitado amarillo de Br Ag, soluble en cianuro de potasio.
- c) tratados por el calor con el MnO₂ y SO₄H₂ desprenden vapores rojizos de bromo.

Ioduros:

- a) se descomponen por el cloro y el bromo, poniendo el yodo en libertad, el cual en presencia del almidón toma color azul de ioduro de almidón; son menos solubles que los cloruros y bromuros.
- b) tratados con SO₄H₂ concentrado y MnO₂ desprenden vapores violáceos de yodo libre.
- c) con NO₃Ag dan un precipitado amarillo de IAg soluble en el cianuro de potasio.

Sulfuros:

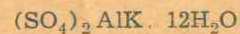
- a) son sólidos, algunos cristalizan y poseen brillo metálico; los sulfuros alcalinos son solubles en agua.
- b) son atacados por el cloro formando cloruros. Con el O algunos sulfuros dan sulfatos. Con el S forman polisulfuros: Na₂S₂, Na₂S₃, etc. Tratados por el SO₄H₂ dan SH₂.

Sulfatos

- a) son solubles en el agua, con excepción de los SO₄Pb y SO₄Ba. Son reducidos si se los trata por el carbón.
- b) forman un precipitado blanco de SO₄Ba insoluble, tratados por una sal de bario:



- c) los sulfatos neutros pueden unirse dando sulfatos dobles, como los alumbres:

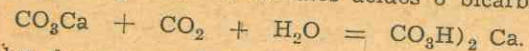


Nitratos:

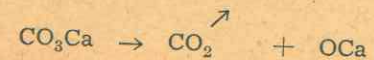
- a) cristalizan, se funden por el calor y se descomponen.
- b) son solubles en el agua, poseen un sabor fresco. Deflagran calentados con sustancias combustibles.
- c) tratados por el SO₄H₂ y SO₄Fe toman una coloración parda.
- e) Una solución de nitrato con brucina (alcaloide de la nuez vómica) y ácido sulfúrico da una coloración roja. Los nitratos sólidos o en solución con difenilamina y ácido sulfúrico concentrado da una coloración azul.

Carbonatos:

- a) los carbonatos alcalinos son solubles en el agua. Los carbonatos alcalinos-terreos insolubles (CO₃Ca). Pueden disolverse en el agua cargada de CO₂ dando carbonatos ácidos o bicarbonatos:

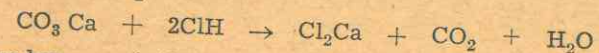


- b) el calor descompone los carbonatos:



En presencia del carbón dan CO₂ u CO según la temperatura.

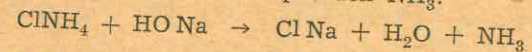
- c) tratados con ácidos fuertes (ClH, SO₄H₂) producen efervescencia dando CO₂:



- d) pueden ser ácidos o neutros. Los carbonatos neutros solubles precipitan las soluciones de SO₄Mg, mientras que los carbonatos ácidos no las precipitan.

Sales amoniacales:

Calentadas con ciertas bases desprenden NH₃:

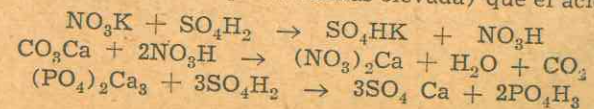


Con el hipobromito de sodio dan en frío un desprendimiento de nitrógeno.

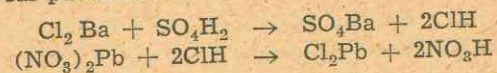
544. Leyes de Berthollet: Acción de los ácidos, de las bases y de las sales sobre las sales

1º Acción de los ácidos sobre las sales:

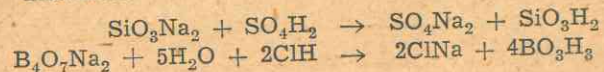
- a) un ácido descompone a una sal cuando este ácido es más fijo (es decir, hierve a temperatura más elevada) que el ácido de la sal:



b) Un ácido descompone a una sal cuando uniéndose con la base de la sal puede formar otra sal insoluble o menos soluble:

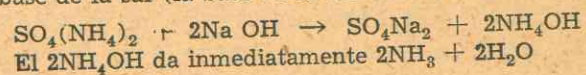


c) Un ácido descompone a una sal cuando el ácido de la sal es insoluble:

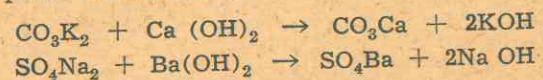


2º **Acción de las bases sobre las sales:**

a) Una base descompone a una sal cuando esta base es más fija que la base de la sal (la base de la sal es volátil):



b) Una base descompone a una sal cuando uniéndose con el ácido de la sal puede formar otra sal insoluble o menos soluble:

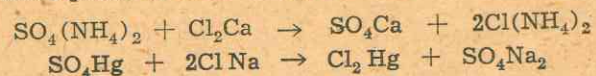


c) Una base descompone a una sal cuando la base de la sal es insoluble:

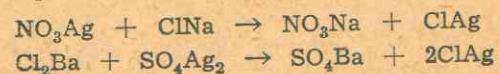


3º **Acción de las sales sobre las sales:**

a) Una sal descompone a otra sal cuando por el intercambio de sus iones puede resultar una sal volátil:



b) Una sal descompone a otra sal cuando por el intercambio de sus iones puede resultar una sal insoluble (o las dos insolubles):



545. **Concepto del compuesto al máximo y al mínimo**

Cuando un elemento se une con otro en distinta proporción para formar varias combinaciones, a la valencia mayor del elemento corresponde el compuesto al máximo y viceversa.

Aplicación al hierro, cobre, mercurio y manganeso.

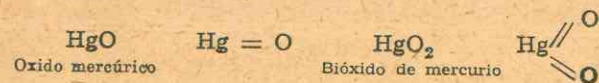
Compuestos del hierro al mínimo y al máximo:



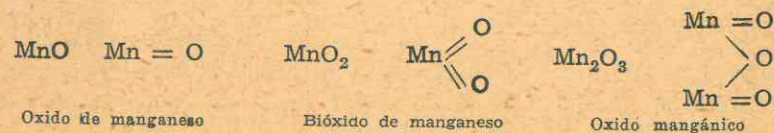
Compuestos de cobre:



Compuestos de mercurio:



Compuestos de manganeso:



546. **Peso atómico gramo.** — Es el peso del átomo en gramos comparado con el peso del átomo de hidrógeno tomado como unidad. Ej.: el peso atómico gramo del oxígeno es igual a 16 gramos.

547. **Ley de Henry.** — Se refiere a la influencia de la presión en la solución de los gases no muy solubles en el agua.

Esta ley dice: *La cantidad de un gas disuelto por una cantidad dada de un líquido, a una temperatura dada, es proporcional a la presión que se ejerce sobre la superficie libre del líquido.*

La ley de Henry supone que las moléculas del gas disuelto no son más pesadas que las moléculas del gas mismo. Por lo tanto, puede inferirse que si un gas "obedece" a esta ley, tendrá el mismo peso molecular en solución que en estado gaseoso.

548. **Propiedades de las disoluciones**

La experiencia demuestra que cuanto mayor es la *concentración* de una disolución tanto más difieren sus propiedades físicas de las del disolvente puro.

Los cambios observados en las propiedades pueden dividirse en dos clases:

1º La **magnitud del cambio** varía con la naturaleza del *soluto*, así como con su *concentración*. Se presentan algunos casos de estos cambios difíciles de explicar. Así por ejemplo, cuando se disuelve el ClNa en agua se produce una disminución en el volumen total de la disolución; mientras que cuando se disuelve ClNH₄, tiene lugar una expansión en

el volumen total. En el caso de disolución de agua y azúcar casi no se nota ningún cambio de volumen.

La conductividad eléctrica de una disolución depende de la naturaleza del soluto.

2º Las propiedades dependen del número de moléculas disueltas en una cantidad dada de disolvente. Esta regularidad en esta clase de cambios lo ponen de manifiesto la presión de vapor, la temperatura, la presión osmótica y la congelación.

Generalmente la cantidad de sustancia disuelta crece con la temperatura. Ejemplo: 100 gr. de agua disuelven 85 gr. de NO_3K a 15°C . y 246 gr. a 100°C . Sólo algunos cuerpos son más solubles en frío. Ejemplo: el SO_4Ca precipita cuando hierve su disolución acuosa.

* * *

549. Saturación y sobresaturación. — Se dice que una solución está saturada a una temperatura dada, cuando ya no admite más sólido, y si se añade, queda sin disolver.

Puede suceder que una disolución saturada preparada en caliente se vaya enfriando sin abandonar nada del sólido disuelto; tal solución contiene entonces una cantidad de sólido mayor que la que corresponde a la nueva temperatura del líquido, se dice que está sobresaturada.

Dicho estado es muy inestable; un ligero movimiento, el contacto de un cristalito de la sustancia disuelta basta para determinar la solidificación rápida de toda la materia que estaba disuelta en exceso. El sulfato y el hiposulfato de sodio forman fácilmente soluciones sobresaturadas.

550. Regla de Dulong y Petit. — Pedro L. Dulong y Alejo T. Petit (1819) en su estudio de los calores específicos de los diferentes elementos sólidos, obtuvieron un resultado notable. Descubrieron que: El producto del peso atómico (a) por el calor específico (C) de un elemento tiene casi siempre el mismo valor numérico: 6,4, ó en número redondo: 6.

$$\text{Calor atómico} = C \times a = 6,4$$

Algunos ejemplos que servirán para ilustrar la ley de Dulong y Petit.

Elementos	Calor específico	Pesos atómicos	Calor atómico
Litio	0,9408	6,94	6,53
Plata	0,0559	107,88	6,03
Plomo	0,0315	207,21	6,52
Aluminio	0,2143	27,0	5,81
Uranio	0,0277	238,0	6,61

En este cuadro podemos hacer observar que los pesos atómicos van de 6,94 a 238 y sin embargo cuando se multiplican por sus respectivos calores específicos sus productos son casi siempre constantes.

Esta generalización se cumple para un gran número de elementos; aunque hay algunas excepciones importantes, tales como el carbono, el silicio, el boro y el berilio. Puede ser aplicada al cálculo del peso atómico de cualquier elemento de cual se conoce el peso específico.

551. Determinación del peso atómico

1º Determinación del peso atómico partiendo de los pesos equivalentes. — Consideremos el caso de un elemento que se combina con el hidrógeno. Sea e el peso equivalente del elemento y a su peso atómico. Puesto que, por definición, el peso equivalente es la cantidad que se combina con una parte en peso del hidrógeno, se deduce que si el compuesto contiene un átomo del elemento unido con un átomo de hidrógeno: $e = a$.

Análogamente, si el compuesto tiene el átomo del elemento del compuesto combinado con dos átomos de hidrógeno, entonces: $e = \frac{a}{2}$ y en general, si el compuesto hidrogenado contiene V átomos de hidrógenos, para un átomo del elemento será: $e = \frac{a}{V}$.

Ahora bien, siendo V el número de átomos de hidrógeno y siendo el átomo indivisible (químicamente) se deduce que V debe ser un número entero menor; de donde:

$$\text{Peso atómico} = \text{Peso equivalente} \times \text{número entero.}$$

El número menor, en este caso el hidrógeno con que se puede combinar un elemento, se llama valencia. Por lo tanto podemos escribir:

$$\text{Peso atómico} = \text{Peso equivalente} \times \text{Valencia}$$

$$\frac{\text{Peso atómico}}{\text{Peso equivalente}} = \text{Valencia}$$

2º Determinación del peso atómico por el método de Cannizzaro. — Supongamos el caso del carbono en que se ha encontrado la composición de cierto número de compuestos volátiles, sus densidades y sus pesos moleculares. Entonces puede calcularse para cada compuesto la cantidad de carbono por moléculas como se indica en el cuadro siguiente:

Combinación volátil del carbono	Composición en peso	Peso molecular	Cantidad de carbono por molécula
Oxido de carbono	Carbono: 12; Oxígeno: 16	28	12
Anhidrido carbónico.	" 12; " 32	44	12
Metano	" 12; Hidrógeno: 4	16	12
Etileno	" 24; " 4	28	$12 \times 2 = 24$
Propileno	" 36; " 6	42	$12 \times 3 = 36$
Sulfuro de carbono.	" 42; Azufre: 64	76	

El peso más pequeño de carbono contenido en una molécula de cualquiera de sus compuestos conocidos es, 12 y en consecuencia se supone que este número es el *peso atómico* del carbono.

552. Determinación del peso molecular

Determinación del peso molecular relativo. — No podemos pesar la molécula de un gas, pero sí un litro de dicho gas. Según la hipótesis de Avogadro, 1 litro de H tendrá el mismo número de moléculas que 1 litro de O en las mismas condiciones de temperatura y de presión: luego habrá una misma relación entre el peso de cada litro y el peso de cada molécula. Supongamos tener un litro de un gas a 0°C. y bajo la presión de 760 mm.

Sea P = al peso de 1 litro de gas.

N = al número de moléculas contenidas en el litro.

P = al peso de una molécula.

Tendremos: $P = np$

Supongamos tener 1 litro de otro gas en las mismas condiciones:

Sea P' = al peso de 1 litro de gas.

n = al número de moléculas.

p' = al peso de una molécula.

tendremos: $P' = np'$

Dividiendo miembro:

$$\frac{P}{P'} = \frac{p}{p'} \quad (1)$$

Sea a el peso de un litro de aire.

D y D' las densidades respectivas de los 2 gases.

Dividiendo P y P' por el peso de un litro de aire se obtiene:

$$\frac{\frac{P}{\text{peso de 1 litro de aire}}}{\frac{P'}{\text{peso de 1 litro de aire}}} = \frac{D}{D'} \quad (2)$$

De esta manera podemos escribir (1) (2)

$$\frac{P}{P'} = \frac{D}{D'} = \frac{p}{p'} \quad \text{o} \quad \frac{D}{D'} = \frac{p}{p'}$$

tomando el H. como unidad, siendo su densidad de 0.069.

$$p' = 2 \quad \frac{D}{0.069} = \frac{p}{2} \quad (1) \quad (2)$$

$$p = \frac{2}{0.069} \times D = 28.8 \times D$$

Regla. — El peso molecular (Pm) de un cuerpo es igual a su densidad de vapor multiplicada por el número constante 28.8

$$Pm = 28.8 \times D$$

Ejemplo: la densidad del oxígeno es de 1.105 con respecto al aire ¿cuál es su peso molecular?

$$Pm = 28.8 \times 1.105 = 31.824$$

553. Determinación de la ecuación de los gases perfectos

Sean V₁ y V' dos volúmenes de una misma masa de gas a las temperaturas t y t' y a las presiones H y H'.

$$\text{Ley de Boyle-Mariotte} \left\{ \begin{array}{l} V H t \\ V_1 H' t' \\ V' H' t' \end{array} \right\} \text{Ley de Gay Lussac}$$

$$V_1 = V_0 (1 + \alpha t)$$

$$V' = V_0 (1 + \alpha t'); \text{ de donde } V_0 = \frac{V_1}{1 + \alpha t}$$

$$V_0 = \frac{V'}{1 + \alpha t'}$$

$$\text{o: } \frac{V_1}{1 + \alpha t} = \frac{V'}{1 + \alpha t'} \quad (\text{Ley de Gay Lussac}) \quad (A)$$

$$\text{o: } \frac{V}{V_1} = \frac{H'}{H}; \quad VH = V_1 H' \quad (\text{Ley de Boyle-Mariotte}) \quad (B)$$

Multiplicando miembro a miembro (A) y (B) tenemos:

$$\frac{V_1 VH}{1 + \alpha t} = \frac{V' V_1 H'}{1 + \alpha t'}$$

Simplificando:

$$\frac{VH}{1 + \alpha t} = \frac{V' H'}{1 + \alpha t'}; \text{ Ecuación de los gases perfectos.}$$

Volumen normal de una masa gaseosa:

$$t' = 0$$

$$V' = V_0$$

H = 760; de donde resulta aplicando la fórmula anterior:

$$\frac{VH}{1 + \alpha t} = V_0 760$$

$$V_0 = \frac{VH}{760 (1 + \alpha t)}$$

554. Determinación de la densidad de vapor. Método de Victor Meyer

De la fórmula anterior $Pm = 28,8 \times D$ se deduce que para hallar el peso molecular de una sustancia bastará conocer su densidad con respecto al aire una vez reducida al estado gaseoso.

$$D = \frac{P}{P'} = \frac{P}{V_0 \times 0,00129}$$

Sea P el peso de la sustancia, cuyo peso molecular se busca P' peso de un volumen de aire el que nos dará la sustancia estudiada en estado de vapor, y reducida a la normal.

Nota. — Se entiende por volumen normal el volumen de un gas reducido a 0°C. y a 760 mm.

Aplicando la ecuación de los gases perfectos:

$$\frac{VH}{1 + \alpha t_0} = \frac{VH}{1 + \alpha t}$$

$$V_0 = \frac{VH}{H_0 \times 1 + \alpha t} \quad (1)$$

$$H_0 = 760 \text{ mm.}$$

$$t_0 = 0^\circ$$

$$P' = V_0 \times \text{el peso de } 1 \text{ cm}^3 \text{ de aire (0,00129).}$$

Reemplazando V_0 por su valor (1)

$$D = \frac{P}{\frac{VH}{H_0 (1 + \alpha t)}} \times 0,00129 = \frac{P \times 760 (1 + \alpha t)}{HV \times 0,00129}$$

El método de Victor Meyer, que es el más empleado, se basa en lo

siguiente (fig. 385): 1º calentar la sustancia para reducirla al estado de vapor; 2º medir el volumen obtenido. El aparato consta de un tubo de cuello largo metido en otro tubo más grande en el que se produce una temperatura superior en 10 ó 20º al punto de ebullición de la sustancia. Esta temperatura se obtiene calentando una sustancia cuyo punto de ebullición sea el necesario. Se calienta para desalojar el aire del aparato y se deja caer una ampollita (a) con la sustancia cuya densidad se desea. La ampollita (por efecto de la dilatación) estalla, la sustancia se transforma en estado de vapor y este vapor desaloja una cantidad de aire igual a la suya que se mide, una vez frío, en una probeta graduada colocada a continuación. En esas condiciones, el volumen mide, una vez frío, en una probeta graduada colocada a continuación. En esas condiciones, el volumen medido es exactamente igual al volumen que ocuparía la sustancia reducida a vapor y a la misma temperatura del exterior, si no condensara o se solidificara.

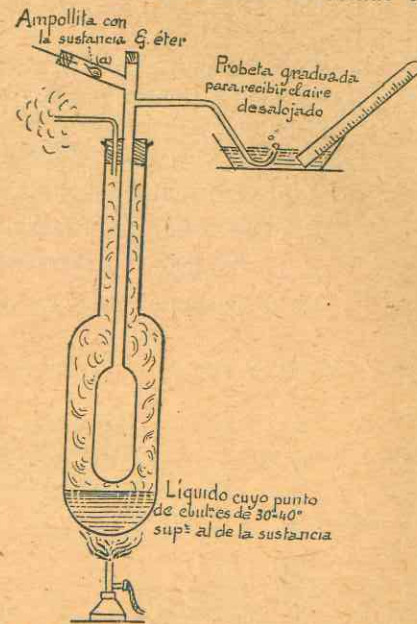


Fig. 385. - Determinación de la densidad de un vapor (Método de Victor Meyer).

555. Determinación del peso molecular por la crioscopia y la ebullicoscopia

1º Método crioscópico (fig. 386). Ley de Raoult (1882). — El descenso en el punto de solidificación de un disolvente, es directamente proporcional a la cantidad de sustancia disuelta e inversamente proporcional al peso molecular del cuerpo.

Sea M, el peso molecular de la sustancia disuelta en 100 gr. de disolvente.

P, el peso de la sustancia disuelta en 100 gr. del disolvente.

D, el descenso.

K, la constante especial del disolvente empleado.

Si M disuelto en 100 gr. de disolvente, determina un descenso igual a K.

P disuelto en 100 gr. de disolvente, determinará un descenso igual a x o D.

de donde: $D = K \frac{P}{M}$; $M = K \frac{P}{D}$

2º Método ebullicópico (fig. 387). Ley de Raoult (1887).— Cuando se disuelve una sustancia fija en un líquido volátil, la elevación del punto de ebullición es proporcional a la cantidad de sustancia disuelta y en razón inversa del peso molecular de la sustancia.

- Sea M, el peso molecular de la sustancia
- P, el peso de la sustancia.
- E, la elevación de temperatura.
- R, la constante especial a cada disolvente.

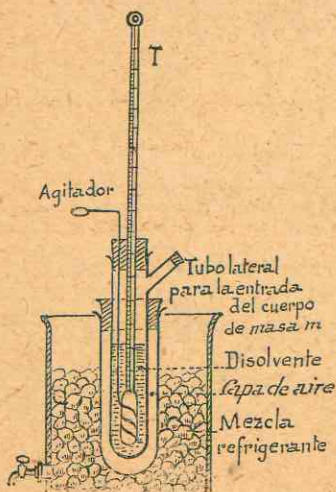


Fig. 386. - Método crioscópico.

Si M disuelto en 100 gr. de disolvente, eleva la temperatura de R. P en 100 gr. de disolvente, elevará la temperatura de x o E.

de donde: $E = R \frac{P}{M}$; $M = R \frac{P}{E}$

556. Determinación de la constante: 22,4 l.

Siendo 2 gramos el peso de la molécula de hidrógeno y sabiendo que 1 litro de H pesa 0,089 gr. podemos escribir:
 Si a 0,089 gr. corresponden 1 litro.
 a 2 gr. corresponderán x.

Luego $x = \frac{2}{0,089} = 22,4 \text{ l.} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{peso de 1 litro de gas}}$

De donde deducimos que el peso molecular es igual al producto de la constante 22,4 l. por el peso de 1 litro dicho gas.

557. Estequiometría: Concepto, ejercicios

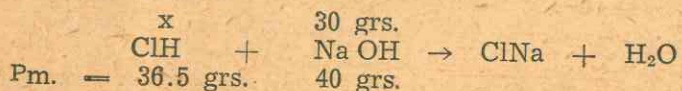
Estequiometría. — Se refieren a la resolución de problemas derivados de las leyes ponderales (de Lavoisier, Richter, Proust, Dalton), como las volumétricas (de Gay Lussac, Avogadro, Ampère). Estas leyes permiten establecer y resolver las ecuaciones químicas, dándonos a conocer las cantidades de sustancias en peso o en volumen que han de intervenir en ellas (estequiometría).

Los ejercicios estequiométricos tratan de resolver problemas sobre obtención de sustancias.

Se resuelven estos problemas estableciendo la fórmula química que representa el fenómeno considerado, o indicando los pesos moleculares, o, en fin, estableciendo la proporción, teniendo en cuenta que siempre debe haber tres cantidades conocidas, dos que se extraen de la ecuación y la tercera representada por el valor dado.

Ejercicios

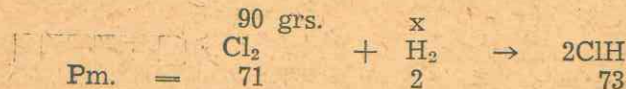
1. ¿Qué cantidad en peso de ácido clorhídrico se neutraliza con 30 grs. de hidróxido de sodio?



Solución: 40 grs. Na OH neutralizan 36,5 grs. ClH
 30 " " "

$$x = \frac{30 \times 36,5}{40} = 27,37 \text{ grs.}$$

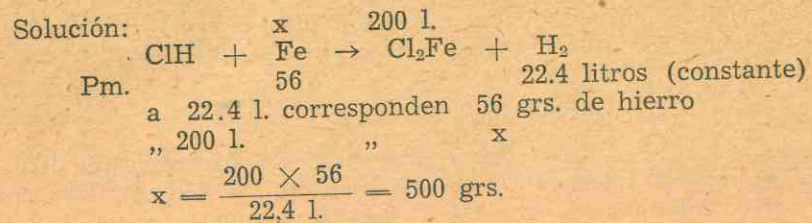
2. ¿Qué cantidad de hidrógeno es necesaria preparar para combinarla con 90 grs. de cloro y obtener ácido clorhídrico ClH?



Solución: a 71 grs. de cloro corresponden 2 gr. de H.
 " 90 " " "

$$x = \frac{2 \times 90}{71} = 2,53 \text{ grs.}$$

3. ¿Qué cantidad de hierro es necesario hacer reaccionar sobre el ClH para obtener 200 litros de hidrógeno?



558. Termoquímica

Los fenómenos químicos van siempre acompañados de algún fenómeno térmico más o menos sensible, y en ciertos casos, el calor producido basta para poner incandescentes las sustancias que reaccionan. En otros casos, no puede apreciarse sino con aparatos muy delicados.

La **termoquímica** es la parte de la química que tiene por objeto estudiar los fenómenos térmicos provocados en las reacciones químicas.

Los termómetros empleados son muy sensibles y divididos en $\frac{1}{100}$ o en $\frac{1}{200}$ de grados. El calor se mide por calorías. La *caloría mayor*, la más empleada ahora, es la cantidad de calor necesario para elevar de 15° C a 16° C la temperatura de un kilogramo de agua.

El número de calorías que se expresa a continuación de una reacción se aplica a un peso de *materia* correspondiente a la molécula gramo. Cuando se dice por ejemplo, que el hidrógeno al arder en el O para dar vapor de agua produce un desprendimiento de calor de 58,3 calorías, esta cantidad de calor se aplica a la formación de 18 gr. de vapor de agua (H₂O = 18).

La determinación más ordinarias que se hacen en termoquímica son el calor de *combinación* o de *formación*, el de *disolución*, el de *neutralización* y el de *combustión*.

El químico Berzelius estudió gran número de fenómenos térmicos, midió el calor de formación de muchísimos cuerpos y contribuyó grandemente al desarrollo de esta rama de la ciencia química, en la cual estriba los principios o reglas indicadas a continuación.

I. Principio de los trabajos moleculares: La cantidad de calor que se desprende de una reacción mide la suma de los trabajos físicos, químicos y mecánicos que se verifican en esta reacción.

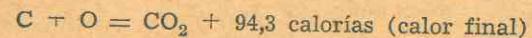
Sea por ejemplo, la combinación del hidrógeno y del cloro que se representa por la reacción: H₂ + Cl₂ = 2HCl. En realidad, no hay identidad entre una molécula de hidrógeno y una molécula de cloro por una parte y dos moléculas de HCl por otra; de la misma manera que no hay

identidad entre un arco tendido y armado y este mismo arco aflojado y sin tensión; o sea entre un gramo de pólvora y los productos de la deflagración de esta pólvora. La mezcla de H y de Cl, lo mismo que la pólvora o el arco tendido tiene en sí una energía latente que se manifestará en el acto de reaccionar para dar HCl, acto parecido al de aflojar el arco o deflagrar la pólvora. Ya esta energía no existe en el HCl, lo mismo que no está en el arco aflojado o en el humo de la pólvora.

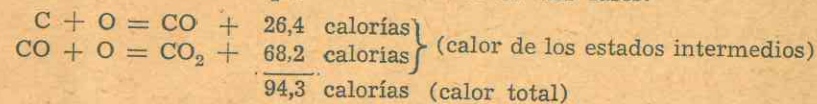
Para que sea rigurosamente exacta la ecuación anterior hemos de agregar al segundo miembro la cantidad de calor que corresponde a la formación de dos moléculas de HCl y tendremos: H₂ + Cl₂ = 2HCl + (22 × 2) calorías.

II. Principio del estado inicial y final o ley de la constante del calor total: Cuando un sistema de cuerpos simples o compuestos pasa de un estado inicial determinado a otro estado final determinado (sin la intervención de una energía extraña y sin producir efecto mecánico exterior), el calor desprendido o absorbido, depende sólo de los estados inicial y final, cualquiera que hayan sido los tránsitos intermedios.

Ejemplo: Combustión del carbono en un exceso de oxígeno.



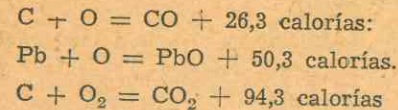
La formación del CO₂ puede efectuarse en dos fases:



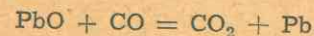
III. Principio del trabajo máximo: Todo cambio químico, que se realiza sin la intervención de una energía extraña, tiende a producir el cuerpo o sistema de cuerpos que desarrolla más calor.

Hay algunas excepciones a esta ley, como son algunas reacciones endotérmicas, reacciones reversibles, etc.

Ejemplo:



El calor de la reacción es:



Está dado por 94,3 — (26,3 + 50,3) = 17,7 calorías.

El calor desprendido en las reacciones químicas se mide por un calorímetro o por la bomba calorimétrica.

• • •

559. **Neutralización.** — Mezclando la disolución de un ácido y la de una base en debidas proporciones, se obtiene un compuesto en el cual desaparecen las propiedades del ácido y las de la base. La nueva sustancia tiene un sabor salado y generalmente carece de acción sobre los reactivos coloreados; de ahí se deduce que no contiene cationes H^+ , ni aniones OH^- . El líquido es neutro y la acción recíproca de la base sobre el ácido se llama *neutralización*.

El estudio del resultado de la reacción demuestra que el ion H^+ y el ion OH^- se han combinado para formar agua.

Luego la *neutralización* es la combinación del ion H^+ del ácido con el ion OH^- de la base, para formar agua.

Como expresión del resultado del fenómeno químico y las sustancias que reaccionan se emplea la ecuación molecular ordinaria.

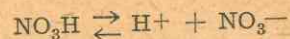


Si ahora introducimos por ejemplo más H en la mezcla, esto cambia la proporción relativa de los gases; se forma más NH_3 , hasta que la reacción alcance de nuevo su punto de equilibrio.

Si el NH_3 se absorbe en el agua a medida de su formación, el estado de equilibrio no se verificará nunca, y la reacción seguirá siempre la misma dirección.

* * *

560. **Equilibrio en las soluciones.** — Los mismos fenómenos de equilibrio se produce en las soluciones electrolíticas. El NO_3H , por ejemplo, disuelto en el agua da iones H^+ y iones NO_3^- ; éstos se atraen recíprocamente y al chocar uno con otro se combinan para formar molécula de HNO_3 ; la reacción es pues reversible.



A cada grado de disolución del ácido y a cada temperatura corresponde un estado de equilibrio en que la cantidad NO_3H que se disocia es igual a la que se forma por la unión de iones. Si la cantidad de agua varía por la evaporación o por adición, hay un nuevo estado de equilibrio.

Para poner de manifiesto la existencia de los iones y el modo de producirse la neutralización, se usan las ecuaciones iónicas.



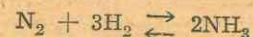
El anión del ácido y el catión de la base quedan libres en disolución acuosa, pero si el agua se evapora los dos iones se unen para formar el sólido que llamamos una sal.

561. Nociones sobre velocidad de reacción y equilibrio químico

La velocidad de reacción. — Las condiciones de velocidad varían con la naturaleza de las sustancias, con la temperatura, la presión, etc.

Equilibrio químico. — En el caso de una reacción reversible, las diferentes sustancias quedan mezcladas, llega un momento en que los cambios en una dirección son iguales a los efectuados en la dirección opuesta.

Por ejemplo, la cantidad de NH_3 formada por las chispas eléctricas viene a ser igual a la cantidad de NH_3 descompuesta por las mismas chispas: de suerte que la proporción relativa de N , H y NH_3 , permanece la misma.



Esta relación se llama *equilibrio químico*.

562. Breve referencia a la evolución de la Química y de la Mineralogía en nuestro país

Los estudios químicos en la Argentina han adquirido un renovado vigor en estos últimos años. Dispone actualmente de varios centros de estudios superiores: Buenos Aires (*doctorado en Química y en Bioquímica y Farmacia*); La Plata (*doctorado en Química y Farmacia*); Rosario (*ingeniería Química*); Tucumán (*doctorado en Farmacia y Bioquímica*).

En cuanto a los institutos de investigación, el más importante es sin duda el *Instituto de investigaciones científicas y tecnológicas* dependiente, desde 1940, de la Facultad de Química de Rosario. Fué creado en 1929, dependiendo en sus primeros años de la misma Universidad del Litoral, con el objeto de "realizar investigaciones que contribuyan al adelanto de las ciencias físico-químicas y sus aplicaciones a la industria y a la agricultura". Está totalmente desligado de la enseñanza y en sus secciones científica y tecnológica se realizan, sin discriminación neta, trabajos de química pura y aplicada, respectivamente.

También de la Universidad del Litoral depende un *Instituto de investigaciones microquímicas* que funciona en Rosario desde 1936, dedicado exclusivamente a ese campo de especialización de la química.

Es importante señalar que las investigaciones y estudios químicos, en gran medida, han sido estimulados por una institución privada: "La Asociación (antes Sociedad) Química Argentina", que agrupa a los químicos en su doble aspecto científico y profesional. Nacida en 1912 bajo los auspicios de la Sociedad Científica Argentina, ha realizado una vasta labor. En 1919 organizó el *Primer Congreso Nacional de Química* y en 1924, el *Segundo Congreso Nacional y Primero Sudamericano*.

Por lo demás, existen en el país numerosos y excelentes laboratorios químicos que cumplen una labor científica dentro de su finalidad específica de fiscalización, de control o de análisis, muchas de los cuales dis-

ponen de órganos de publicidad donde aparecen los resultados o estudios realizados.

Evolución de la mineralogía en nuestro país.— En lo que respecta a las diversas etapas del desarrollo de esta ciencia en la Argentina podemos considerar cinco períodos:

1er. período: Comenzaremos citando como punto de partida los estudios realizados por *Darwin* y *d'Orbigny*, que hace más de cien años iniciaron los estudios geológicos de nuestro país. Los depósitos pampeanos de las provincias del Litoral, las formaciones de los suelos marinos del estuario y de la Patagonia constituyen el punto de partida de estas investigaciones. Las montañas, desde las más altas, los Andes, hasta las estructuras antiguas de nuestro subsuelo, fueron estudiados por ambos científicos y sus trabajos continúan dominando todo el escenario de nuestros estudios geológicos.

Hacia 1870 aparecen los nombres de *Bravard*, que estudia los terrenos pampeanos y también el terciario marino del río Paraná, y el de *Burmeister*, que ofrece una exposición de la geología argentina a través de sus viajes por el país.

2º período: El año 1870 señala el comienzo de un nuevo período de las investigaciones. Se funda la institución "Academia Nacional de Ciencias" en Córdoba, y aparecen los naturalistas: *Stelzner*, a quien se debe los Ensayos sobre Geología y Paleontología de la República Argentina; a *Brackebusch* corresponde la publicación de un mapa geológico.

La obra de *Stelzner* y *Brackebusch* se ve completada con la de otros investigadores: *Aguirre* (Sierras de la Provincia de Buenos Aires); *Doring* (Río Negro) y *Germán Ave Lallemand* (La Minería en la Provincia de Mendoza).

3er. período: En este período los estudios revelan un propósito de profundización y adquieren el carácter paleontológico-estratigráfico. El hecho más notable es el mayor conocimiento de la Patagonia debido a las activas y prolijas investigaciones realizadas por el perito Francisco P. Moreno. Cabe también destacar los estudios realizados por *Otto Nordenskjöld*, quien encabezó la Comisión sueca que visitó nuestras regiones australes.

4º período (1905-10): El cuarto período mineralógico-geológico se inicia en 1905, año en que se crea la "Dirección General de Minas, Geología e Hidrología", para realizar la coordinación de todos los estudios oficiales y que representan ya una seria contribución científica. Dicha Dirección realiza algunos trabajos especiales, como ser, investigación de yacimientos de carbón y de minerales metalíferos y levantamientos de planos geológicos para obras de irrigación.

5º período (desde 1910): La Dirección precitada prepara un mapa geológico en escala 1:200.000. Para ello se divide el territorio nacional en una serie de cuadriláteros (812 en total).

563. Contribución de la Química y de la Mineralogía a la independencia económica del país.— Por sus actividades la Química y la Mineralogía contribuyen al desarrollo técnico y científico del país, y por ende, aseguran así su independencia económica. Son importantísimos los productos que nos proporcionan ambas disciplinas para usos industriales y privados, tales como *plásticos, alcohol, solventes, materias colorantes, medicamentos sintéticos, aceites lubricantes, ácidos, elaboración de insecticidas, abonos y productos útiles para la agricultura, etc.*

APENDICE

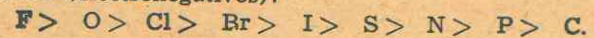
OXIDACION Y REDUCCION. OXIDANTES Y REDUCTORES

Los fenómenos de *oxidación* y de *reducción* se presentan muy a menudo y son de mucha importancia. Siempre son fenómenos simultáneos y por tal razón hoy se denominan: Reacciones Redox.

Electroafinidad. — Es la afinidad o fuerza que mantiene unidos los átomos en una molécula, constituye una atracción de naturaleza eléctrica o magnética, razón por la cual se llama *electroafinidad*.

Según el orden decreciente de su electroafinidad podemos colocar los metales y metaloides del modo siguiente:

Metaloides (electronegativos):



Metales (electropositivos):



Valencias positivas y negativas.

Las valencias indican la dirección según la cual se efectúa la afinidad. Tendrán por lo tanto el mismo signo que la afinidad.

Valencias positivas. — Todo *metal* combinado con un *metaloides*, o un *metaloides* combinado con otro *metaloides* más electro negativo, tienen valencias positivas.

Valencias negativas. — Un *metaloides* combinado con un *metal* o un *metaloides* combinado con otro *metaloides* menos electronegativo, tienen valencias negativas.

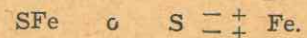
Valencia nula. — Los cuerpos al estado libre o no combinados tienen valencia nula; tienen valencias, sí, pero ninguna en actividad.

Los gases nobles o inertes se consideran con valencia cero.

Ejemplos: En el *bromuro de potasio*, la valencia del K es positiva, la del Br es negativa.



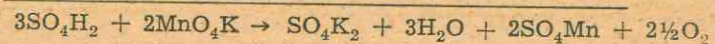
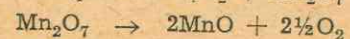
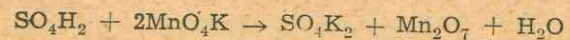
En el *sulfuro de hierro* las valencias del Fe son positivas, las del S son negativas.



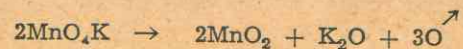
En el *anhidrido nitroso*, las valencias del N son positivas. las del O son negativas porque el O es más electronegativo que el N.

Permanganato de potasio. (MnO₄K). — Es un oxidante oxigenante:

1º En medio ácido:



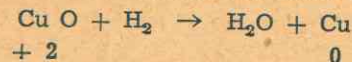
2º En medio alcalino:



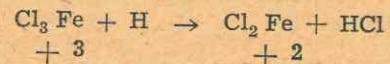
REDUCCION

La reducción es la disminución de la carga positiva de un catión o el aumento de la carga negativa de un anión. Hay disminución de valencia.

Ejemplos: 1º la reducción del óxido cúprico por el hidrógeno:



2º Cloruro férrico + hidrógeno da cloruro ferroso:



La carga positiva del catión Fe+++ disminuye, pasando a catión Fe++. La valencia del hierro pasa de 3 a 2.

El cloro descompone el SH₂ dando ClH y S.



El cloro ha sido reducido pasando de la valencia 0 a -1.

4º Reducción de óxido de hierro por el carbono.



La reducción se efectúa:

1º quitando oxígeno (desoxigenación).



2º dando hidrógeno (hidrogenación).



3º quitando un halógeno: Cl. Br. F. (deshalogenación).



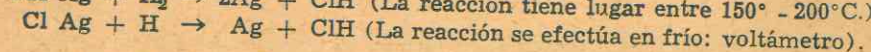
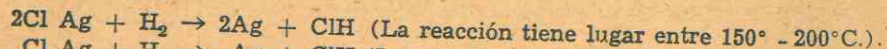
REDUCTORES

Elementos reductores. Son los que tienden a captar cargas positivas.

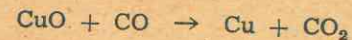
Cuerpos reductores. Son los que en ciertas condiciones originan elementos electropositivos.

Los principales reductores son: hidrógeno, óxido de carbono, carbono en caliente, metales en solución ácida o alcalina, ácido sulfuroso, etc.

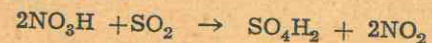
1º Hidrógeno. Al estado molecular y más aún al estado atómico o naciente



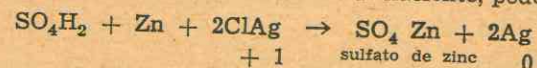
2º Oxido de carbono:



3º Anhídrido sulfuroso:



4º Metales en solución ácida. Producen H naciente, poderoso reductor.



5º Metales en solución alcalina. El cinc y el aluminio son reductores por el H que producen:



RELACION ENTRE OXIDACION Y REDUCCION

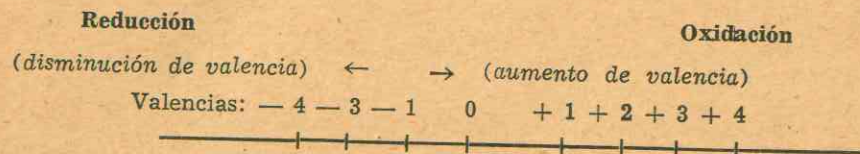
En todo proceso de oxidación hay siempre un proceso de reducción:



El hierro es oxidado, pasa de la valencia 0 a la valencia 2; el cobre es reducido, de la valencia 2 pasa a la valencia 0.



El estaño se oxida: de la valencia 2 pasa a la valencia 4; el Fe es reducido: su valencia pasa de 3 a 2.



CATALISIS

Catalizadores. — Son cuerpos que actúan por su presencia, modificando la velocidad de la reacción, ya sea aumentándola (*catalizadores positivos*) ya retardándola (*catalizadores negativos*), sin aparecer en los productos finales.

Como *catalizadores positivos* podemos citar: el musgo de platino, polvo de níquel o de otro metal, bióxido de manganeso, etc.

Los *catalizadores negativos* disminuyen la velocidad de las reacciones.

Se emplean para impedir o retardar la descomposición de cuerpos poco estables, denominados por tal motivo *estabilizadores*.

Ejemplo: el agua oxigenada se estabiliza agregándole algunas gotas de ácido sulfúrico.

El nitrógeno del aire modera la acción del oxígeno.

Acción catalítica

Los principales caracteres que presenta la acción catalítica son:

1º El catalizador *no provoca reacciones químicas*, sólo las acelera o las retarda.

2º El catalizador actúa como un *lubricante* que disminuye las resistencias pasivas químicas.

3º El catalizador se encuentra *inalterado* químicamente después de la reacción.

4º Existe una gran *desproporción* entre la cantidad de catalizador empleado y la cantidad de sustancias transformadas.

5º Admiten algunos autores, *productos de transición*, provocados por el catalizador entre los cuerpos que reaccionan, que luego se descomponen, volviendo el catalizador a su estado primitivo.

6º Los catalizadores se vuelven *inactivos* por la acción de ciertas sustancias tales como: iodo, bromo, cloro, sulfuro de carbono, óxido de carbono, ácido cianhídrico, etc.

Catálisis

La catálisis se realiza: 1º por *transporte*, como sucede en la obtención del éter ordinario, donde el ácido sulfúrico actuando como catalizador, por transporte, reacciona con el alcohol formando un compuesto de transición el cual al reaccionar con el alcohol regenera el catalizador.

2º Por *el agua*. La mezcla de H y O completamente seca no detona a la temperatura de 1000°C. ni por la chispa eléctrica; con vestigios de humedad, se unen dando H₂O.

3º Por *fermentos solubles* o catalizadores bioquímicos. Estos fermentos son sustancias segregadas por el organismo viviente: se denominan *diastasas* o *encimas*. Entre los principales citaremos: la ptialina, la pepsina, la tripsina, la invertina, la esteapsina, etc.

4º Por *adsorción*. Ciertos metales y óxidos metálicos gozan de actividad catalítica, cuando se hallan muy divididos, o sea reducido a polvo fino. Figuran entre ellos el musgo de platino, el amianto platinado, el platino coloidal; el níquel y el cobre, obtenidos por reducción de los óxidos; el óxido férrico, el óxido de torio, el óxido de aluminio, el bióxido de manganeso, etc.

5º Por *los iones*. La presencia de cationes H⁺ de los ácidos diluidos acelera la inversión de la sacarosa, la sacarificación del almidón. La presencia de aniones OH⁻ de las bases diluidas acelera la saponificación de las grasas y de los ésteres.

NOMENCLATURA

NOTA: Este formulario ayudará a los alumnos que tienen que rendir exámenes, a repasar los principios fundamentales de la Química Inorgánica.

Elemento. — Se da el nombre de elemento a los cuerpos simples o sustancias indescomponibles. Ejemplo: hierro.

Símbolo. — El símbolo es la representación de un elemento por una o dos letras. Ejemplo: O (oxígeno), Cu (cobre).

Valencia. — La valencia de un elemento es su valor o capacidad de combinación frente al hidrógeno o al cloro (en la mayoría de los metales).

Afinidad. — La afinidad es la fuerza de atracción que mantiene unidos entre sí los átomos de una molécula y determina las reacciones.

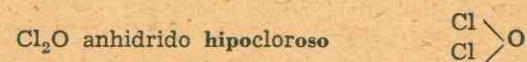
Nomenclatura. — La nomenclatura tiene por objeto clasificar los cuerpos y nombrarlos según determinadas reglas.

* * *

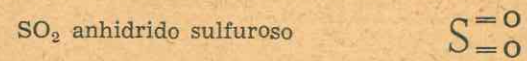
A) COMPUESTOS BINARIOS OXIGENADOS.

1º **Anhidridos.** — Resultan de la combinación de metaloides con el oxígeno.

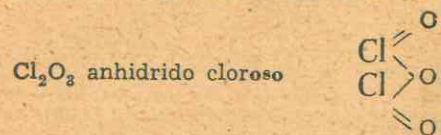
1º Caso de un metaloide que actúa con una sola valencia:

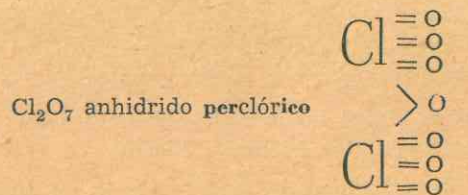
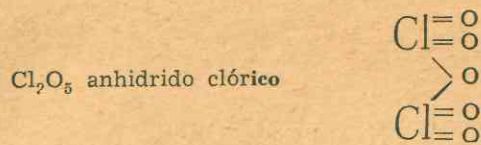


2º Caso de un metaloide que actúa con 4 ó 6 valencias:



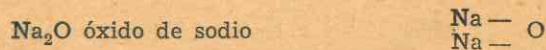
3º Caso de un metaloide que actúa con 3, 5 ó 7 valencias:





2º Oxido. — Resultante de la combinación de un metal con el oxígeno

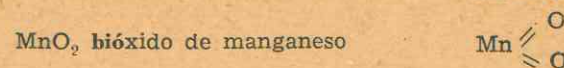
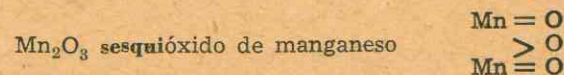
1º Caso de un metal que actúa con una valencia:



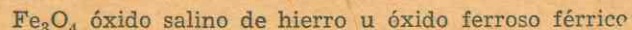
2º Caso de un metal que actúa con dos valencias:



3º Caso de un metal que actúa con tres o cuatro valencias:

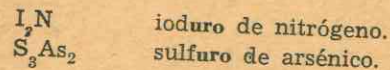
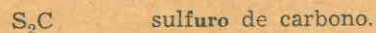


Oxido salino. — Oxido caracterizado por tener tres átomos de metal y cuatro de oxígeno:

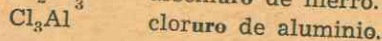
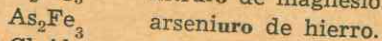
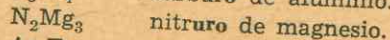
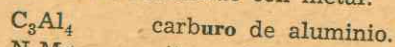


B) COMPUESTOS BINARIOS NO OXIGENADOS.

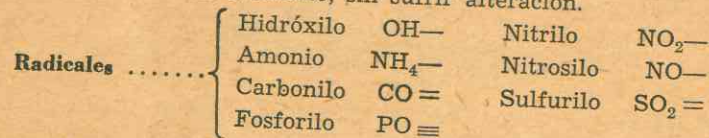
1º Combinaciones de metaloide con metaloide:



2º Combinación de metaloide con metal:



Radicales. — Son los grupos de átomos que tienen algunas valencias no saturadas y que pueden pasar enteros de una combinación a otra, como si fuera un elemento, sin sufrir alteración.

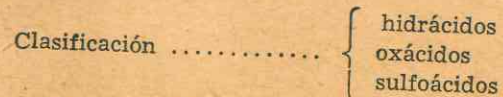


Radicales halogénicos. — Se da el nombre de radical halogénico al átomo o grupo de átomos que queda de un ácido después de quitar el H activo (es decir, que puede ser sustituido por un metal):

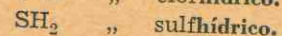
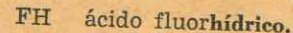


* * *

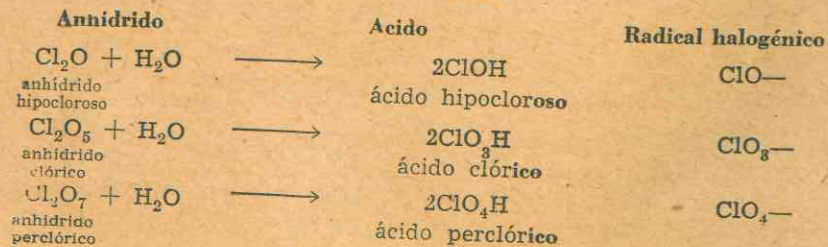
ACIDOS

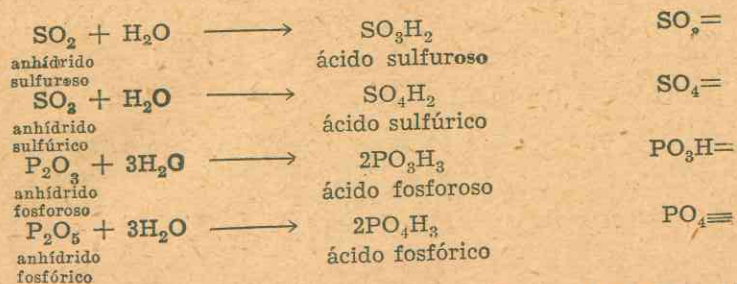


a) **Hidrácidos.** — Son ácidos cuyo radical halogénico es un metaloide mono o bivalente (salvo el O): F, Cl, Br, I, S.

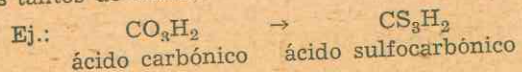


b) **Oxácidos.** — Son ácidos cuyo radical halogénico compuesto tiene O. Es la combinación de un anhídrido con agua.





c) **Sulfoácidos.** — Son oxácidos cuyos átomos de O han sido reemplazados por otros tantos de azufre.



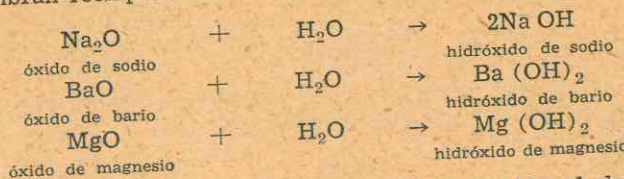
Acidez de los ácidos. — Se refiere al número de átomos de H activo reemplazables por metales. SO_4H_2 (biácido) PO_4H_3 (triácido).

- Características de los ácidos**
- 1º Tienen sabor agrio.
 - 2º Enrojecen la tintura de tornasol.
 - 3º Enrojecen la heliantina.
 - 4º Descoloran la fenolftaleína enrojecida por las bases.
 - 5º Son electrólitos en solución acuosa.
 - 6º Sustituyen el H activo por un metal dando sales.

* * *

BASES

Las bases resultan de la combinación de un óxido básico con el agua. Se nombran reemplazando la palabra **óxido** por **hidróxido**.



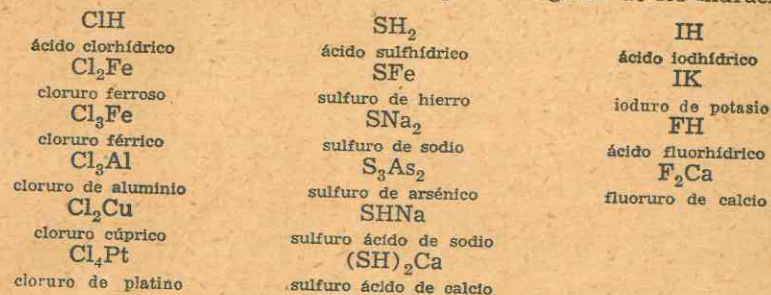
- Características de las bases**
- 1º Tienen un gusto parecido al del jabón.
 - 2º Azulean la tintura de tornasol enrojecida por un ácido.
 - 3º Ponen amarilla la heliantina.
 - 4º En solución acuosa son electrólitos.
 - 5º Con los ácidos dan sales.

SALES

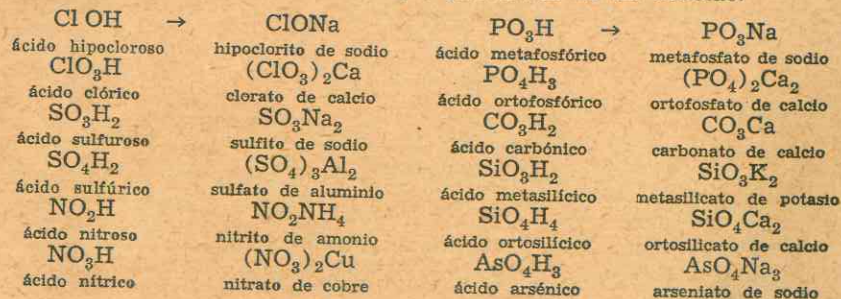
Las sales son cuerpos que resultan de la sustitución total o parcial de los H activos de un ácido por uno o más metales.

- Clasificación**
- 1º Según el ácido de origen
 - 2º Según el número de H sustituidos
- a) Sales haloideas.
 - b) Oxisales.
 - c) Sulfosales.
 - d) Sales ácidas.
 - e) Sales neutras.
 - f) Sales básicas.
 - g) Sales mixtas.

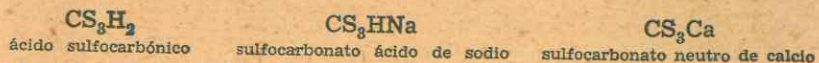
a) **Sales haloideas.** — Son las sales que se originan de los hidrácidos:



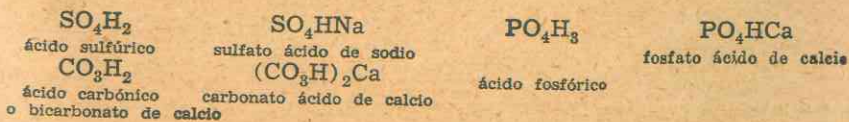
b) **Oxisales.** — Son las sales que provienen de un oxácido.



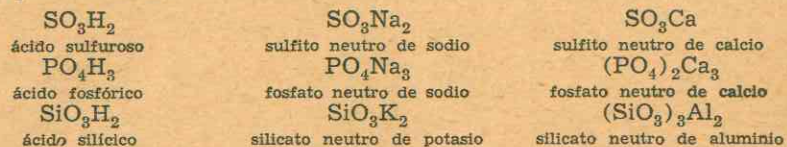
c) **Sulfosales.** — Son las sales que provienen de un sulfoácido.



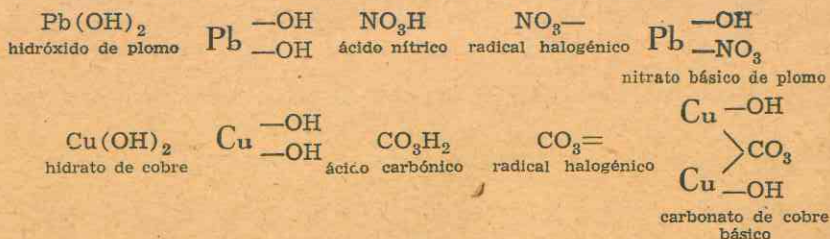
d) **Sal ácida.** — Resulta de la sustitución parcial de los H activos del ácido por un metal.



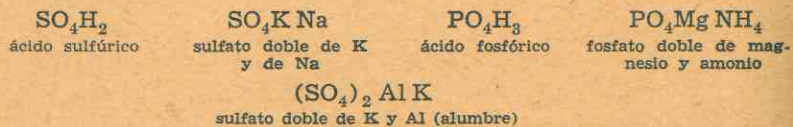
e) **Sal neutra.** — Resulta de la sustitución total de los H activos del ácido por un metal.



f) **Sal básica.** — Es aquella que resulta de la sustitución parcial de los oxhidrilos de un hidróxido por radicales halogénicos.



g) **Sal mixta.** — Es aquella en la cual los H activos del ácido han sido sustituidos por diferentes metales.



* * *

OXIGENO: O (gas)

Preparación:

1º Obtención del aire líquido por destilación. Cuando se destila el aire líquido, el nitrógeno (N), más volátil, se desprende el primero, quedando el oxígeno casi puro. El N hierve a -195°C .; el O a -182°C .

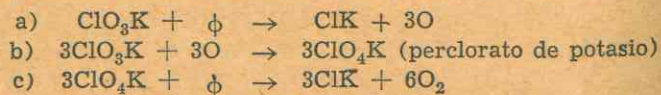
2º Por la oxilita Na_2O_2 (bióxido de sodio).



3º Por electrólisis del agua.



4º Por la descomposición del clorato de potasio por el calor.



5º Calentando el óxido de mercurio.



Características del oxígeno. — Una astilla que representa un punto en ignición se vuelve a encender con producción de un ruido característico cuando se introduce en una probeta llena de oxígeno.

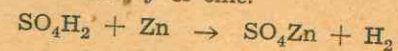
* * *

HIDROGENO: H (gas).

Preparación:

1º Por electrólisis del agua (ver oxígeno).

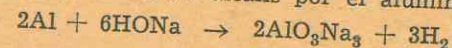
2º Por el ácido sulfúrico y el cinc.



3º Por el sodio y agua.



4º Por descomposición de los álcalis por el aluminio.



Reconocimiento. — El H se reconoce:

1º Porque forma con el oxígeno una mezcla explosiva dando agua.

2º Porque haciéndolo llegar bien seco (pasando por un tubo que contiene sustancias muy ávidas de agua: CaO , PO_2O_5 , Cl_2Ca) a un tubo que contenga CuO al rojo, lo reduce, dejando cobre libre y formando agua.

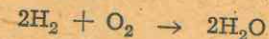
* * *

AGUA: H₂O (protóxido de hidrógeno).

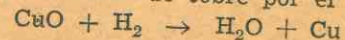
Análisis del agua (por el voltámetro).

Síntesis del agua:

1º Por combustión del H.



2º Por reducción del óxido de cobre por el hidrógeno.



* * *

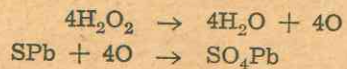
AGUA OXIGENADA: H₂O₂ (peróxido de hidrógeno)

Preparación:

Tratando el ácido clorhídrico por el peróxido de bario.



Características. — Es un oxidante muy energético cuya acción es comparable a la del ozono.



En presencia de un cuerpo oxidante, funciona como reductor.



Reactivo. — Una solución de ioduro de potasio almidonado, se colorea de azul por el agua oxigenada. La causa es que el H_2O_2 se descompone en agua y oxígeno; este oxígeno descompone el ioduro de potasio dejando en libertad el iodo, que con el almidón da coloración azul-violácea.

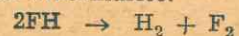
* * *

HALOGENOS

FLUOR: F (gas).

Preparación:

Por electrólisis del ácido fluorhídrico.

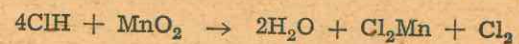


* * *

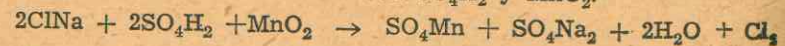
CLORO: Cl (gas).

Preparación:

1º Oxidando el ácido clorhídrico con bióxido de manganeso.



2º Tratando el cloruro de sodio con SO_4H_2 y MnO_2 .



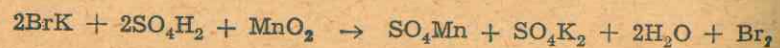
Reactivo. — Con ioduro de potasio (IK) almidonado, da coloración azul-violácea.



* * *

BROMO: Br (líquido).

Preparación:



iodo: I (sólido).

Preparación:



Características. — El iodo calentado se sublima, dando hermosos vapores de color violeta.

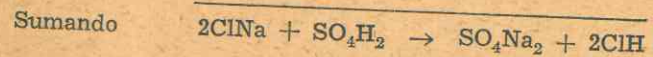
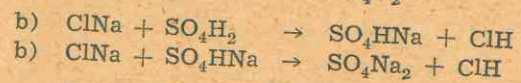
Reactivo. — La disolución del iodo en alcohol toma una coloración parda (el iodo forma un compuesto de adición con el alcohol). La disolución del iodo en cloroformo toma una coloración violeta (el iodo se halla bajo la forma molecular). Con una solución de engrudo de almidón da una coloración azul (solución sólida de iodo en el almidón emulsionado en el agua).

* * *

ACIDO CLORHIDRICO: ClH (gas).

Preparación:

Tratando el cloruro de sodio con SO_4H_2 .



Reactivo. — Con el nitrato de plata (NO_3Ag) da un precipitado blanco lechoso de cloruro de plata soluble en amoníaco.



* * *

ACIDO FLUORHIDRICO: FH

Preparación:

Tratando el fluoruro de calcio con SO_4H_2 .



Características. — El FH ataca el vidrio con mucha energía, actuando sobre la sílice (constituyente del vidrio).



HIPOCLORITOS

Son sales derivadas del ácido hipocloroso (ClOH).

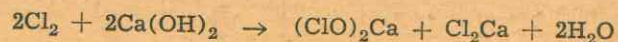
HIPOCLORITO DE SODIO

Preparación:

Haciendo pasar una corriente de gas cloro sobre el NaOH.



HIPOCLORITO DE CALCIO



Características. — Los hipocloritos son fuertemente oxidantes, por la facilidad con que son descompuestos, aun por el ácido carbónico, formando ácido hipocloroso, que pasa fácilmente a ClH, dejando en libertad el oxígeno.

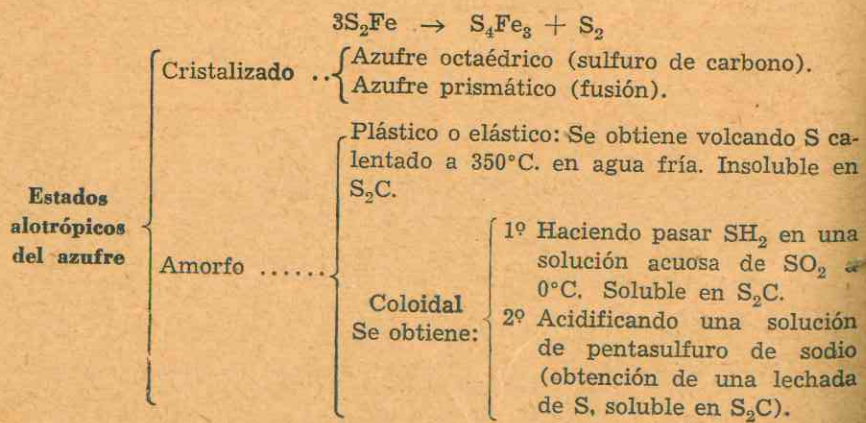


* * *

AZUFRE: S (sólido).

Obtención:

- 1º Procedimiento de Calcaroni (fusión).
- 2º Procedimiento de Puzzoli (destilación).
- 3º Procedimiento americano.
- 4º Por calcinación de las piritas.

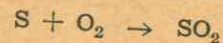


Características. — El azufre arde con llama azul, dando anhídrido sulfuroso.

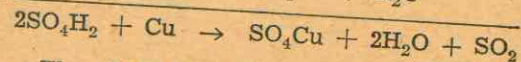
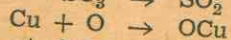
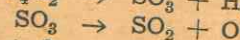
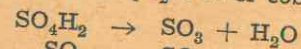
ANHIDRIDO SULFUROSO: SO₂ (gas).

Preparación:

1º Por combustión del azufre.



2º Tratando por el calor el SO₄H₂ con el cobre.

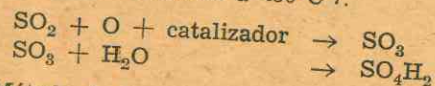


Características. — El anhídrido sulfuroso es un reductor energético; tiende a oxidarse pasando a anhídrido sulfúrico (SO₃). A causa de su poder reductor tiene propiedades descolorantes notables. El SO₂ actúa descolorando de dos maneras: ya como **reductor**, reduciendo los compuestos coloreados a incoloros, o **combinándose** con ellos y formando productos de adición incoloros.

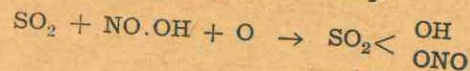
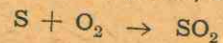
ACIDO SULFURICO: SO₄H₂ (líquido aceitoso).

Preparación:

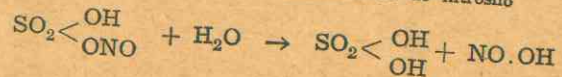
1º Por el método de contacto (empleando un cuerpo catalizador: musgo de platino calentado a 450°C).



2º Método de las cámaras de plomo; tostación de las piritas S₂Fe.



sulfato ácido de nitrosilo



ácido nitroso

Características. — El SO₄H₂ es un líquido aceitoso muy denso (1,84). Es un gran deshidratante.

Reactivo. — Con el cloruro de bario (Cl₂Ba) da un precipitado blanco lechoso de sulfato de bario insoluble en el agua.



ACIDO SULFHIDRICO: SH₂ (gas)

Preparación:

Tratando el sulfuro de hierro con ácido clorhídrico:



Reactivo. — Con el sulfato de plomo (SO₄Pb) da un precipitado negro de sulfuro de plomo (SPb).



* * *

AIRE: mezcla (N₂ y O₂)

Análisis volumétrico, por el fósforo en frío:

- 1º Se miden 100 c.c. de aire.
- 2º Se absorbe el oxígeno por el fósforo.
- 3º Si mide el volumen de nitrógeno 79 c.c.

Análisis del aire en peso. — Dumas y Boussingault han encontrado que el aire se compone en peso (23 % de O y 77 % de N).

Naturaleza del aire. — Es una mezcla, como lo prueban los siguientes hechos:

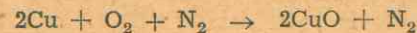
- 1º Por destilación se pueden separar el nitrógeno y el oxígeno.
- 2º El aire disuelto en el agua no tiene la misma composición que el aire atmosférico; la relación del oxígeno es de 2 a 1 en vez de 4 a 1.

* * *

NITROGENO: N (gas)

Obtención:

- 1º Del aire líquido (ver oxígeno).
- 2º Por destilación del nitrito de amonio NO₂(NH₄).
- 3º Haciendo pasar una corriente de aire sobre el cobre incandescente.



* * *

AMONIACO: NH₃ (gas)

Preparación:

Tratando por el calor el cloruro de amonio con el hidróxido de calcio.



Reactivo del NH₃ y sales amoniacaes.

Es el reactivo de Nessler, obtenido disolviendo el ioduro de mercurio en una solución de ioduro de potasio y agregando a la solución potasa cáustica (HgI₂K₂).

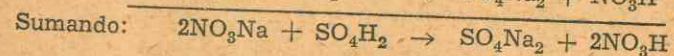
Con vestigios de NH₃ o de sales amoniacaes se forma un precipitado anaranjado.

ACIDO NITRICO: NO₃H (liquido)

Preparación:

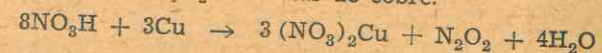
Tratando por el calor el nitrato de sodio con SO₄H₂.

- a) NO₃Na + SO₄H₂ → SO₄HNa + NO₃H
- b) NO₃Na + SO₄NHa → SO₄Na₂ + NO₃H



Características. — Es un gran oxidante debido a la gran facilidad con que se descompone produciendo O.

Reactivo. — Se reconoce el NO₃H por los vapores rutilantes, que desprende al ser calentado con SO₄H₂ o virutas de cobre.



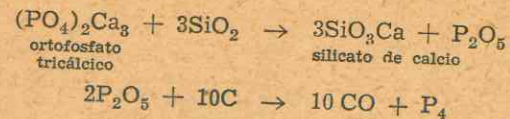
El bióxido de nitrógeno (N₂O₂) es incoloro, pero en contacto con el aire, se combina con el O₂ para convertirse en peróxido de nitrógeno (N₂O₄) de color rojizo.

* * *

FOSFORO: P₄ (sólido)

Preparación:

Por reducción de los fosfatos naturales por el carbono y la sílice en un horno eléctrico.



ACIDO ORTOFOSFORICO: PO₄H₃

Preparación:

Tratando el ortofosfato de calcio con el ácido clorhídrico.



Reactivo. — Con el nitrato de plata (NO₃Ag) da un precipitado amarillo de fosfato de plata (PO₄Ag₃).



* * *

LLAMA

La llama es la combustión de un gas (gas de alumbrado, hidrógeno, etc.) o de un vapor (alcohol).

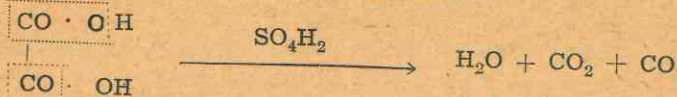
Constitución de la llama	{	Cono calorífico. — Combustión completa. — Zona de oxidación.
		Cono luminoso. — Combustión incompleta. — Zona de reducción.
		Cono oscuro.

* * *

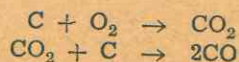
OXIDO DE CARBONO: CO (gas)

Preparación:

1º Por el ácido oxálico y el ácido sulfúrico.



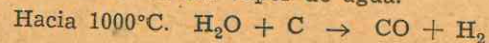
2º Por oxidación del carbono al rojo.



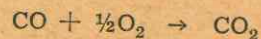
3º Por reducción de los óxidos.



4º Por reducción del vapor de agua.



Reactivo. — El CO es un gas; arde con llama azul, dando anhídrido carbónico.



* * *

ANHIDRIDO CARBONICO: CO₂ (gas)

Preparación:

Tratando el carbonato de calcio por el ácido clorhídrico.



Características:

1º Su densidad 1,52.

2º Apaga los cuerpos en combustión.

3º Enturbia el agua de cal Ca(OH)₂.



SILICIO: Si (sólido)

Preparación:

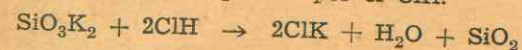
Reduciendo el anhídrido silícico por el magnesio.



SILICE: SiO₂ (anhídrido silícico)

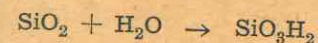
Preparación:

Descomponiendo el silicato de potasio por el ClH.



ACIDO METASILICICO: SiO₃H₂

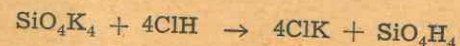
Preparación teórica:



ACIDO ORTOSILICICO: SiO₄H₄

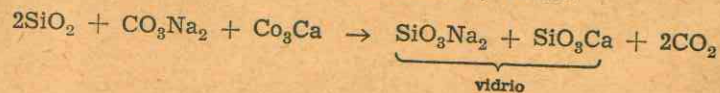


Preparación. — Tratando el ortosilicato de potasio por el ácido clorhídrico.



VIDRIO

Es un doble silicato de sodio o de potasio y calcio.

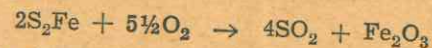


* * *

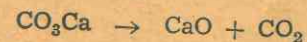
METALURGIA

Operación que consiste en separar un metal de su mineral. Procedimientos químicos.

1º Tostación (para sulfuros).



2º Calcinación (para carbonatos).



3º Reducción (para los óxidos) empleando reductores: C, CO, H₂.

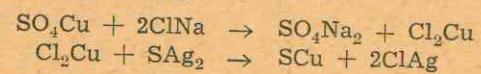


Se obtiene el cobre bruto con 96 % de cobre puro. Se lo somete luego a la refinación electrolítica.

PLATA: Ag. D. 10,50. Fusión: 962°C.

Extracción. — Método americano o de patio (amalgamación).

El mineral (argirosa SAg₂) mezclado con el cloruro y a veces con plata nativa, se reduce a polvo y después se mezcla con sal marina amononándola en capas de unos 25 cm. en una era enlozada (patio). Se riega con agua y se lo hace pisotear por caballerías para obtenerse una mezcla íntima. Luego se agrega sulfuro de cobre que por tostación previa ha debido transformarse en sulfato:

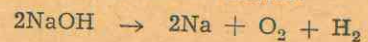


El cloruro de plata se trata con mercurio y se destila.

SODIO: Na. D. 0,97. Fusión: 95,6°C.

Preparación:

Por electrólisis del hidróxido de sodio fundido.



HIDROXIDO DE SODIO: Na OH (Soda cáustica)

Obtención. — Por descomposición del agua por el sodio.



SULFATO DE SODIO: So₄Na₂

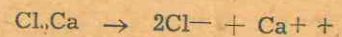
Obtención:



* * *

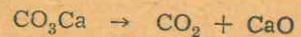
CALCIO: Ca. D. 1,55. Fusión: 810°C.

Obtención. — Por electrólisis del cloruro de calcio Cl₂Ca.



OXIDO DE CALCIO: CaO (cal viva)

Obtención. — Calcinando el carbonato de calcio CO₃Ca.



CARBONATO DE CALCIO: CO₃Ca

Obtención. — Precipitando el cloruro de calcio (Cl₂Ca) o el nitrato de calcio (NO₃)₂Ca por un carbonato soluble de sodio, amonio, etc.



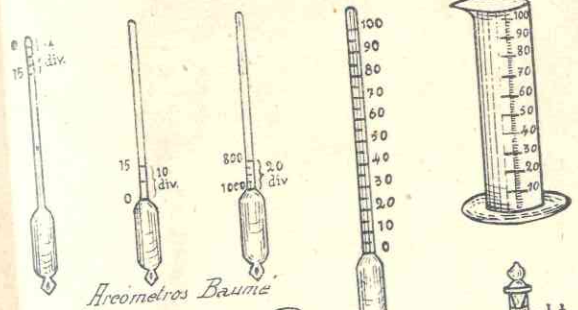
SULFATO DE CALCIO: SO₄Ca

Obtención. — Deshidratando 125°C., el gipso (SO₄Ca. 2H₂O).

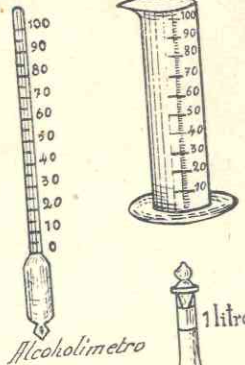
La deshidratación incompleta del gipso, en hornos especiales da el yeso (SO₄Ca. ½H₂O).

Juliana V.

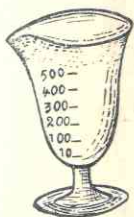
Principales instrumentos usados en el laboratorio de química



Areómetros Baumé



Alcoholímetro



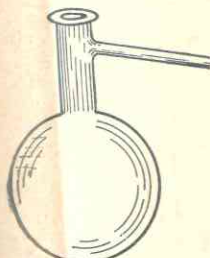
Determinación de volumen



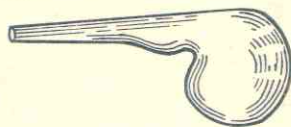
Matraces aforados



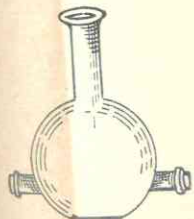
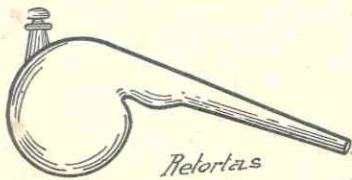
1 litro



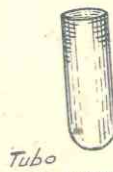
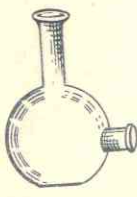
Balón tubulado



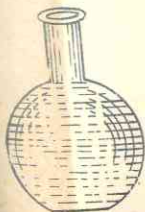
Retortas



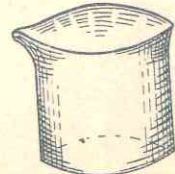
Matraces



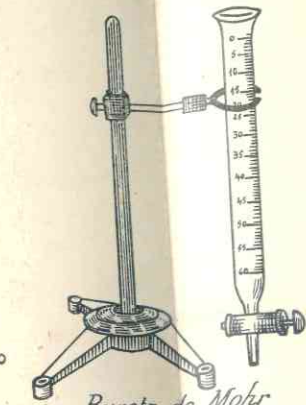
Tubo de ensayo



Balón



Vaso de precipitación



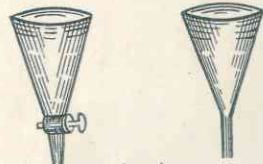
Bureta de Mohr



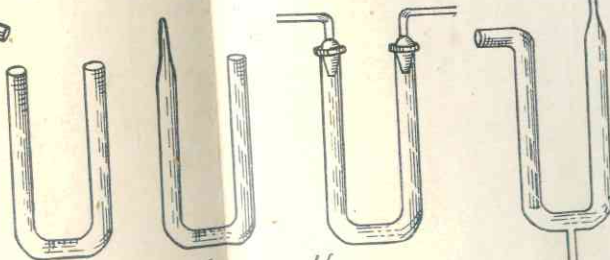
Pipeta



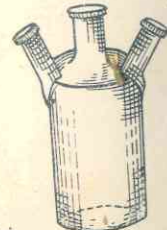
Embudo de decantación



Embudos



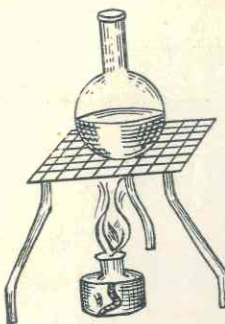
Tubos en U



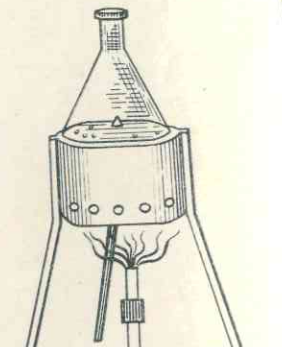
Frascos de Wolff



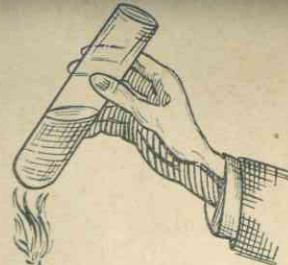
Morteros de porcelana, vidrio, ágata y hierro



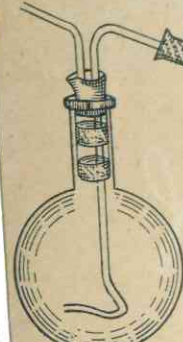
Lámpara de alcohol



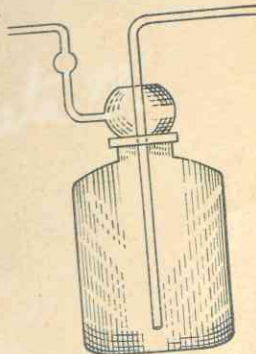
Baño de aire



Lámpara de alcohol



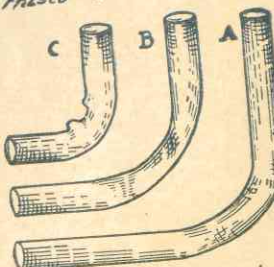
Frasco lavador



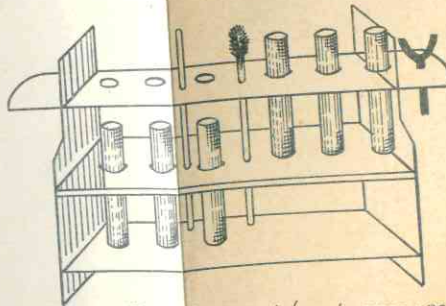
Frasco lavador



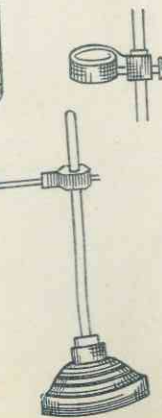
Trabajo del vidrio



A. Tubo bien curvado
B.C. Tubos mal curvados



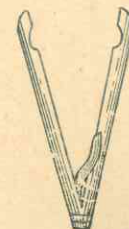
Gradilla para tubos de ensayos



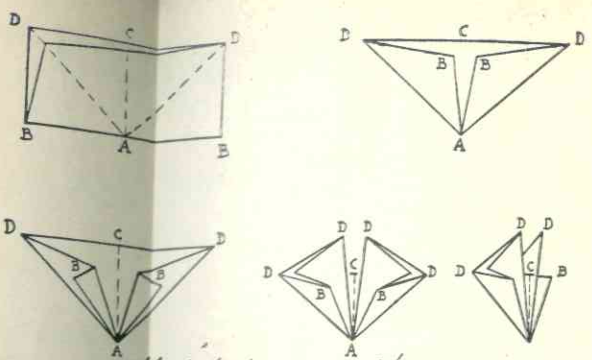
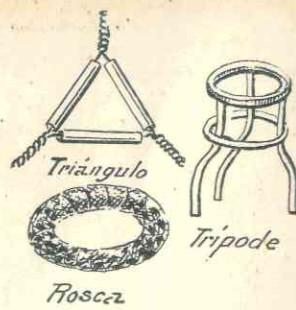
Sonorte



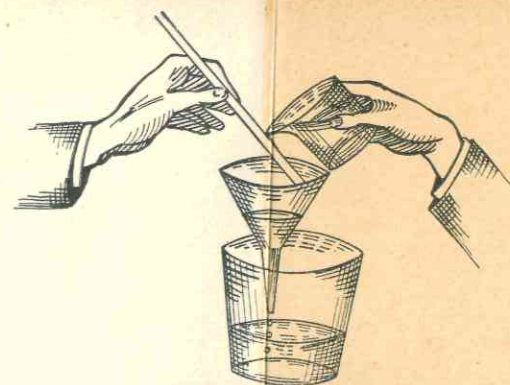
Pinza



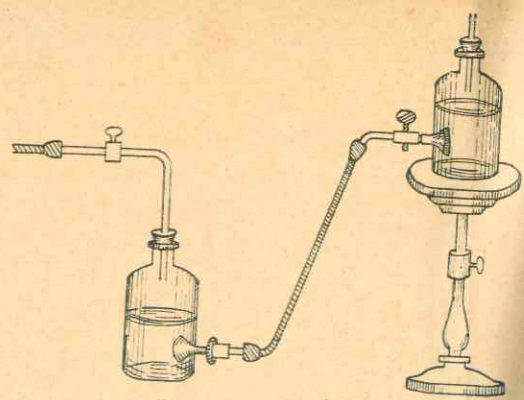
Pinza



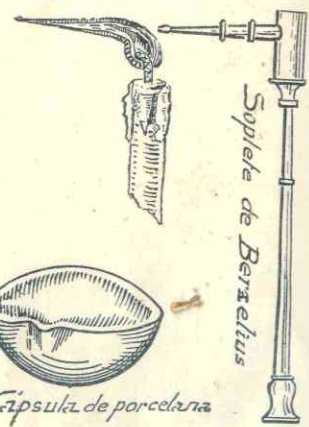
Modo de hacer un filtro



Filtración



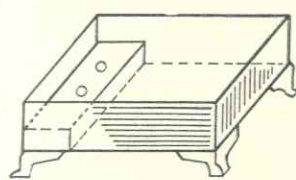
Gasómetro de laboratorio



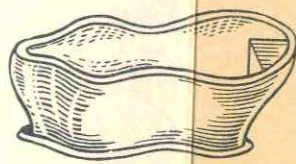
Soplete de Borelius



Filtro sin pliegues



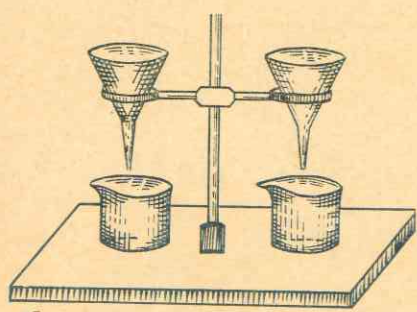
Cuba hidroneumática



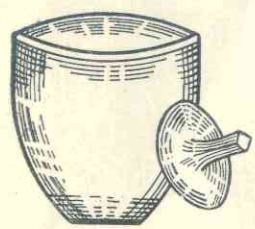
Cuba hidragroneumática



Cápsula de porcelana



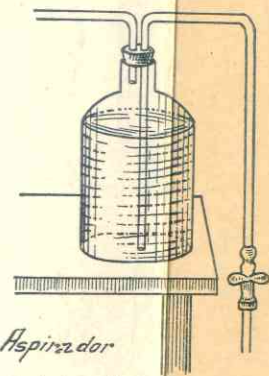
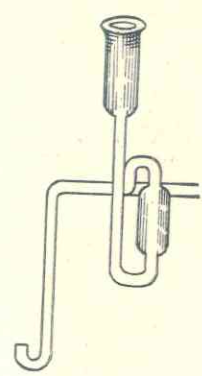
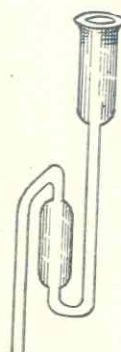
Vasos de precipitación con sendos embudos



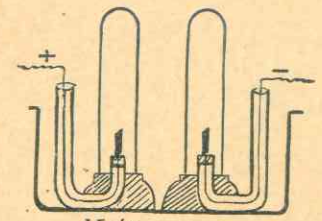
Crisoles



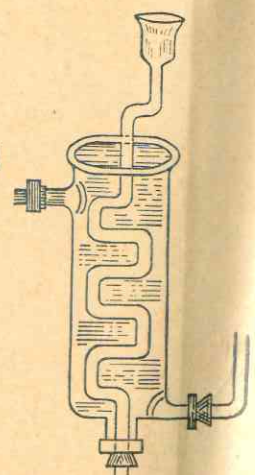
Tubos de seguridad



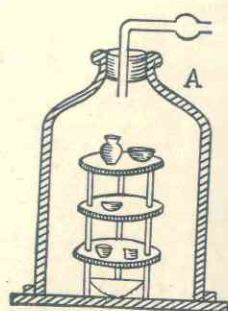
Aspirador de laboratorio



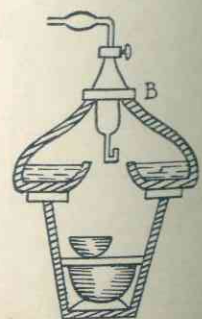
Volumetro



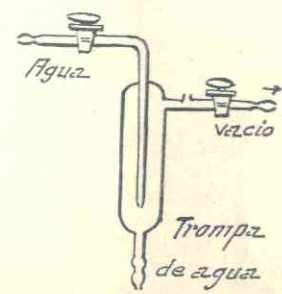
Aparato de refrigeración



Desecadores



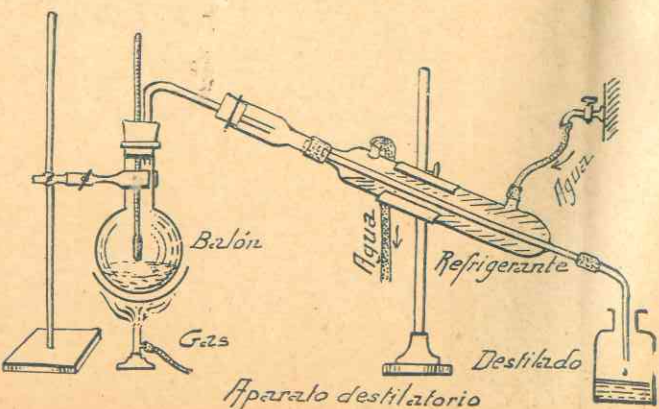
Desecador



Trampa de agua



Sifón de Guichard



Aparato destilatorio

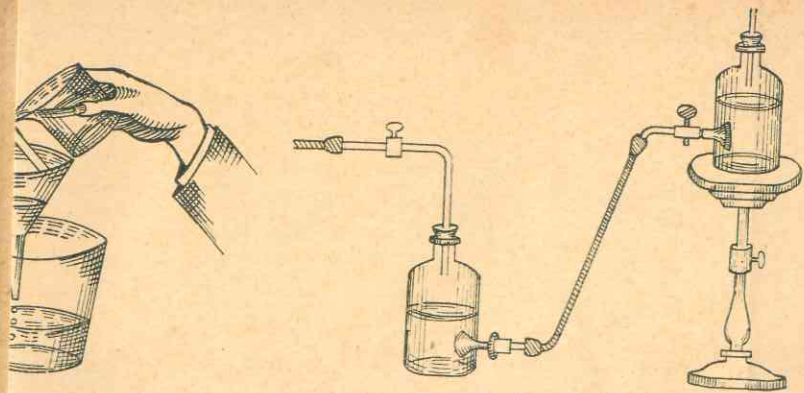
INDI

Obras del Autor
Prólogo
Bibliografía
Programa de Química I

HIS

SUMARIO: I. Los tiempos
troquímica. - IV. Neu
VI. La era de la radio

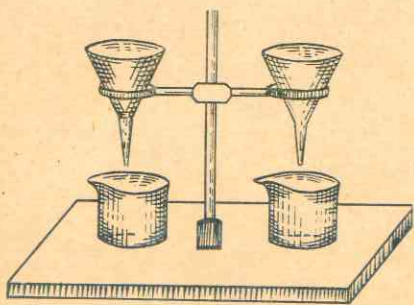
I. PARTE TEÓRICA: 1. Defi
la química. - 3. Impor
5. Cuerpo. - 6. Sustan
cuerpo. - 8. Estados d
de la materia. - 10. G
Estructura de la materia
12. Propiedades de las
o inorgánicas. - 14. Su
Sustancias simples y cor
tantes físicas. - 17. Est
tado natural de las susta
nentes de una mezcla:
tración, centrifugación.
ciente de solubilidad. -
de solubilidad. - 22. Sa
persión. Grados de dispers
coloidal. - 25. Observaci
Experimento de Tyndall.
II. PARTE EXPERIMENTAL: 26.
gánicos. - 28. Cuerpos
Separación de los compon
loidal. Emulsión. - Resun



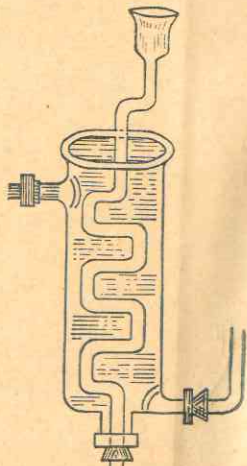
Gasómetro de laboratorio



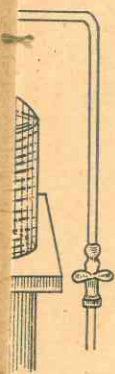
neumática



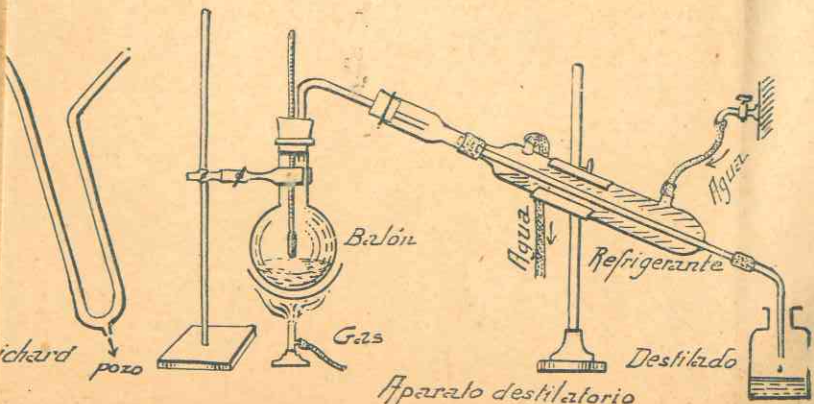
Vasos de precipitación con sendos embudos



Aparato de refrigeración



Voltámetro



Aparato destilatorio

INDICE DE MATERIAS

Obras del Autor	Pag	3
Prólogo	II	
Bibliografía	V	
Programa de Química Inorgánica	VI	
	VII	

INTRODUCCION

HISTORIA DE LA QUIMICA

SUMARIO: I. Los tiempos primitivos. — II. La alquimia. — III. Ya-		
troquímica. — IV. Neumoquímica. — V. Química del flogisto. —		
VI. La era de la radioactividad y de la física atómica	1	

CAPITULO I

SUSTANCIA

I. PARTE TEÓRICA: 1. Definición de la química. — 2. División de		
la química. — 3. Importancia de la química. — 4. Materia. —		
5. Cuerpo. — 6. Sustancia. — 7. Diferencia entre sustancia y		
cuerpo. — 8. Estados de la materia. — 9. Cambios de estado		
de la materia. — 10. Grado de división de la materia. — 11.		
Estructura de la materia. Hipótesis molecular. Teoría atómica. —		
12. Propiedades de las sustancias. — 13. Sustancias minerales	12	
o inorgánicas. — 14. Sustancias naturales y artificiales. — 15.		
Sustancias simples y compuestas. — 16. Sustancias puras. Cons-		
stantes físicas. — 17. Especie química. — 18. Mezcla. — 19. Es-		
tado natural de las sustancias. — 20. Separación de los compo-		
ponentes de una mezcla: tamizado, levigación, decantación, fil-		
tración, centrifugación. — 21. Soluciones o disoluciones. Coefi-		
ciente de solubilidad de un sólido. Disolución de gases. Curva		
de solubilidad. — 22. Saturación. Sobresaturación. — 23. Dis-		
persión. Grados de dispersión. — 24. Difusión. Diálisis. — Estado		
coloidal. — 25. Observación de los coloides: Geles e hidrogeles.		
Experimento de Tyndall. Metales coloides	7	
II. PARTE EXPERIMENTAL: 26. Elementos. — 27. Compuestos inor-		
gánicos. — 28. Cuerpos orgánicos. — 29. Disolventes. — 30.		
Separación de los componentes de la mezcla. — 31. Estado co-	20	
loidal. Emulsión. — Resumen	25	

CAPITULO II

CRISTALIZACION

I. PARTE TEÓRICA: 32. Cristalización. — 33. Estado de la materia: crystalizada, cristalino, amorfo. — 34. Procedimientos de cristalización. Fenómeno de cristalización. — 35. Cristalografía. Cristal. Elementos de un cristal. — 36. Estructura y propiedades morfológicas de los cristales; elementos de un cristal, sistemas cristalinos. — Dimorfismo. Polimorfismo. Isomorfismo. — 37. Anisotropía. Isotropía. — Resumen	38
--	----

CAPITULO III

FENOMENOS — ELEMENTOS QUIMICOS

I. PARTE TEÓRICA: 38. Fenómenos naturales. — 39. Clases de fenómenos: físicos y químicos. — 40. Afinidad. — 41. Reacciones químicas. — 42. Causas que modifican las reacciones. Reacción exotérmica y endotérmica. — 43. Elementos. Distribución. — 44. División: metales y no metales o metaloides. — 45. Nomenclatura de los elementos. — 46. Símbolos. Símbolos antiguos. — 47. Notación actual. — 48. Valencia o cuantivalencia. Variación de la valencia. — 49. Radicales. — 50. Clasificación de los elementos según su valencia. — 51. Tabla de las valencias de los elementos. — Resumen	50
---	----

CAPITULO IV

COMBINACION — NOMENCLATURA

I. PARTE TEÓRICA: 52. Combinación. Representación de una combinación. — 53. Relaciones gravimétricas. Leyes ponderables: ley de la conservación de la materia, teoría del flogisto, ley de las proporciones definidas, ley de las proporciones múltiples, ley de la equivalencia. — 54. Descomposición. — 55. Reversibilidad de las reacciones. — 56. Nomenclatura química. — 57. Función química. — 58. Compuestos binarios no oxigenados. — 59. Compuestos binarios oxigenados: anhídridos (óxidos-ácidos) y óxidos. — 60. Compuestos ternarios oxigenados: ácidos, bases (hidróxidos) y sales. Neutralización. — 61. Compuestos cuaternarios oxigenados: sales ácidas, básicas y mixtas. — 62. Fórmulas condensadas y de constitución. — 63. Ecuaciones químicas ..	52
II. PARTE EXPERIMENTAL: 64. Combinación del azufre con el hierro. — 65. Combinación del azufre con el mercurio. — 66. Acción del ácido sulfúrico sobre el mármol. — 67. Descomposición del óxido de mercurio por el calor. — 68. Reacción por substitución. — 69. Neutralización de una base con un ácido. — 70. Cristalización. — 71. Reconocimiento de los ácidos. — 72. Reconocimiento de las bases. — Resumen	79

CAPITULO V

OXIGENO — OZONO

I. PARTE TEÓRICA: 73. Oxígeno. Estado natural. — 74. Obtención del oxígeno a partir de compuestos oxigenados y del aire. — 75. Propiedades del oxígeno. — 76. Aplicaciones del oxígeno. — 77. Oxidación. — 78. Combustión. Clases de combustiones. — 79. Respiración. — 80. Ozono. — 81. Alotropía	83
II. PARTE EXPERIMENTAL: 82. Preparación del oxígeno a partir del óxido de mercurio. — 83. Preparación del oxígeno a partir del clorato de potasio. — 84. Combustión del fósforo. — 85. Combustión del azufre. — 86. Combustión del carbono. — 87. Combustión del sodio. — 88. Combustión del hierro. — 89. Combustión del magnesio. — 90. Acción del sol sobre las partes verdes de las plantas. — 91. Preparación del ozono. — 92. Poder oxidante del ozono. — 93. Reconocimiento del ozono. — Resumen.	98

CAPITULO VI

HIDROGENO

I. PARTE TEÓRICA: 94. Hidrógeno. Estado natural del hidrógeno. — 95. Obtención del hidrógeno, partiendo del agua y de los ácidos. — 96. Propiedades del hidrógeno. — 97. Reducción. — 98. Hidrógeno atómico naciente y molecular. — 99. Aplicaciones. Combustión. Mezcla detonante. — 100. Análisis y síntesis ...	102
II. PARTE EXPERIMENTAL: 101. Preparación del hidrógeno por el ácido sulfúrico y zinc. Aparatos de producción continua de Sainte Claire - Deville y de Kipp. — 102. Separación del sulfato de zinc. — 103. Preparación del hidrógeno por descomposición del agua por el sodio. — 104. Mezcla detonante. — 105. Liviandad del hidrógeno. — 106. Difusibilidad del hidrógeno. — 107. Combustión del hidrógeno. — 108. Armónica química. — 109. Diferencia entre el hidrógeno atómico o naciente y molecular. — 110. Poder reductor del hidrógeno. — Resumen	112

CAPITULO VII

AGUA COMUN Y AGUA OXIGENADA

I. PARTE TEÓRICA: 111. El agua: estado natural. — 112. Elementos del agua. Síntesis. — 113. Propiedades del agua. — 114. Aguas potables. — 115. Aguas minerales. — 116. Purificación de las aguas. — 117. Agua destilada. — 118. Hielo. — 119. Electrólisis del agua (análisis). — 120. Leyes de Faraday. — 121. Teoría iónica: Electrólisis de las sales. — 122. Agua oxigenada. — 123. Catálisis ...	120
---	-----

- II. PARTE EXPERIMENTAL: 124. Extracción de los gases del agua. — 125. Determinación del grado hidrotimétrico. — 126. **Electrólisis del agua.** — 127. **Preparación del agua oxigenada.** — 128. Poder oxidante del agua oxigenada. — 129. Poder reductor del agua oxigenada. — 130. Reconocimiento del agua oxigenada. — **Resumen.** 136

CAPITULO VIII

LOS HALOGENOS

- I. PARTE TEÓRICA: 131. Nociones generales sobre halógenos. — 132. Caracteres fundamentales de los halógenos. — 133. Cloro. — 134. Preparación. — 135. Principales propiedades: **su afinidad con el hidrógeno, oxidación.** — 136. Agua de cloro. — 137. **Acido clorhídrico.** — 138. **Obtención.** — 139. **Propiedades.** — 140. Usos. — 141. Hipocloritos. — 142. Preparación del hipoclorito de sodio. — 143. Propiedades. — 144. Usos. — 145. Preparación del hipoclorito de calcio. — 146. Propiedades. — 147. Usos. — 148. Flúor. — 149. Preparación. — 150. Propiedades. — 151. Acido fluorhídrico. — 152. Propiedades. — 153. Usos. — 154. Bromo. — 155. Preparación. — 156. Propiedades. — 157. Usos. — 158. Iodo. — 159. Preparación. — 160. Propiedades. — 161. Usos 143
- II. PARTE EXPERIMENTAL: 162. Preparación del cloro. — 163. Descomposición de una materia orgánica por el cloro. — 164. Acción del cloro sobre el ioduro de potasio. — 165. Acción del cloro sobre el cobre. — 166. Comprobar la acción decolorante del cloro. — 167. Poder decolorante de los hipocloritos. — 168. Preparación del ácido clorhídrico. — 169. **Solubilidad del ácido clorhídrico en el agua.** — 170. Acción del ácido clorhídrico sobre el zinc. — 171. Reconocimiento del ácido clorhídrico. — **Resumen** 159

CAPITULO IX

AIRE Y NITROGENO

- I. PARTE TEÓRICA: 172. **Aire atmosférico.** — 173. **Composición del aire.** Experimento de Lavoisier. — 174. **Aire líquido.** — 175. Propiedades. — 176. **Aplicaciones.** — 177. Papel que desempeñan los componentes del aire. — 178. Aplicaciones industriales del aire. — 179. El nitrógeno atmosférico. — 180. **Nitrógeno.** — 181. **Preparación del nitrógeno.** — 184. Combinaciones del N con el H y O. — 185. **Amoníaco.** — 186. **Preparación del NH₃.** — 187. **Propiedades.** — 188. **Aplicaciones.** — 189. Fabricación del hielo. — 190. Protóxido de nitrógeno. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 191. Bióxido de nitrógeno. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 192. Peróxido de nitrógeno. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 193. **Acido nítrico.** — 194. **Preparación del ácido nítrico.** — 195. Propiedades del ácido nítrico. — 196. Aplicaciones del ácido nítrico. — 197. Agua regia 168

- II. PARTE EXPERIMENTAL: 198. Componentes del aire. — 199. Preparación del nitrógeno. — 200. Preparación del amoníaco. — 201. Solubilidad del amoníaco. — 202. Caracteres del amoníaco y de su solución. — 203. Preparación del ácido nítrico. — 204. Acción oxidante del ácido nítrico. — 205. Acción del ácido nítrico sobre las materias orgánicas. — 206. Agua regia. — 207. Caracteres del ácido nítrico. — 208. Caracteres de los nitratos. — **Resumen** 188

CAPITULO X

AZUFRE Y SUS COMPUESTOS

- I. PARTE TEÓRICA: 209. **Azufre,** estado natural. — 210. Extracción del azufre. — 211. Refinación del azufre. Aplicaciones. — 212. **Propiedades físicas del azufre.** — 213. **Estados alotrópicos** y polimorfismo. — 214. Propiedades químicas del azufre. — 215. Aplicaciones. — 216. Compuestos del azufre con el H y con el O. — 217. Acido sulfhídrico. Obtención. — 218. Anhidrido sulfuroso (**Dióxido de azufre**). Preparación. Propiedades. — 219. Anhidrido sulfúrico (**Trióxido de azufre**). — 220. **Acido sulfúrico.** — 221. **Obtención.** — 222. **Propiedades.** — 223. **Usos.** — 224. Sulfatos. Propiedades. — 225. Selenio. Propiedades. — 226. Teluro. Propiedades. 200
- II. PARTE EXPERIMENTAL: 227. Obtención del azufre octaédrico. — 228. Obtención del azufre prismático. — 229. Azufre elástico. — 230. Preparación del ácido sulfhídrico. — 231. Decoloración del permanganato de potasio. — 232. Reconocimiento del ácido sulfhídrico. — 233. Preparación de los sulfuros. — 234. Reconocimiento de los sulfuros. — 235. Preparación del anhidrido sulfuroso. — 236. Poder reductor del anhidrido sulfuroso. — 237. Poder decolorante del anhidrido sulfuroso. — 238. Poder reductor de los sulfitos. — 239. Carbonización de las sustancias orgánicas por el ácido sulfúrico. — 240. Reactivos del ácido sulfúrico. — 241. Acción decolorante de los hiposulfitos. — **Resumen** 223

CAPITULO XI

FOSFORO

- I. PARTE TEÓRICA: 242. **Fósforo.** — 243. Preparación del fósforo. — 244. Variedades alotrópicas. **Propiedades fundamentales.** — 245. **Aplicaciones.** — 246. **Fósforo rojo.** Preparación. — 247. Caracteres del fósforo blanco y rojo, transformaciones recíprocas. — 248. **Compuestos oxigenados.** — 249. **Fósforo de hidrógeno.** Preparación. Propiedades. — 250. **Anhidrido fosfórico.** Aplicaciones. — 251. **Acidos fosfóricos.** Preparación. Propiedades. — 252. Fosfatos: Sales ácidas y neutras. — 253. Fertilizantes. — 254. **Arsénico:** Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 255. Anhidrido arsenioso: Preparación. Propiedades. Aplicaciones. Envenenamiento. — 256. Boro: Estado natural. Preparación. Propiedades. — 257. Acido bórico: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones 234

II. PARTE EXPERIMENTAL: 258. Fusión y sobrefusión del fósforo. — 259. Fosforescencia. — 260. Inflamación del P en presencia del carbón. — 261. Combustión del P en agua tibia por una corriente del O. — 262. Fuegos fenianos. — 263. Diferencia de inflamabilidad del P ordinario y del P rojo. — 264. Poder reductor del fósforo. — 265. Transformación del fósforo blanco en fósforo rojo. — 266. Producción de la fosfamina por el fosfuro de calcio. — 267. Reconocimiento de los tres ácidos fosfóricos. — 268. Preparación de los fosfatos. — 269. Reactivos de los fosfatos. — 270. Perlas de sal de fósforo. — **Resumen** 249

CAPITULO XII

CARBONO Y SUS COMPONENTES ORGANICOS

I. PARTE TEÓRICA: 271. **Carbono**. Estado natural. — 272. Propiedades. — 273. Clases de carbono. — 274. Carbono cristalizado: diamante, grafito. — 275. Carbones naturales: antracita, hulla, lignito, turba. — 276. Carbones artificiales: carbón vegetal, negro de humo, negro animal, coke, carbón de retorta. — 277. **Combustibles**: poder calorífico. — 278. **Llama**: distintas zonas. Soplete. — 279. Combinaciones del carbono con el hidrógeno y con el oxígeno. — 280. Óxido de carbono: Preparación. Propiedades. Intoxicación. Aplicaciones. — 281. Anhídrido carbónico o **dióxido de carbono**: estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 282. Aguas gaseosas. — 283. Hielo seco. — 284. Carbonatos: Propiedades. — 285. Sulfuro de carbono: Preparación. Propiedades. Aplicación. — 286. **Importancia del carbono en la naturaleza**: ciclo bioquímico del carbono. Fotosíntesis. — *Lectura*: El carbón de Río Turbio 256

II. PARTE EXPERIMENTAL: 287. Característica del grafito. — 288. Poder decolorante del negro animal. — 289. Desinfección de las aguas por el carbón. — 290. Absorción de los gases por el carbón. — 291. Poder reductor del carbón. — 292. Preparación del óxido de carbono. — 293. Preparación del anhídrido carbónico. — 294. Reconocimiento del CO₂ en el aire aspirado. — 295. Comprobación de la densidad del CO₂. — 296. Incomburencia de gas carbónico. — 297. Eferescencia producida por los ácidos sobre los carbonatos. — 298. Formación del bicarbonato de calcio. — 299. Reconocimiento del CO₂. — **Resumen** 280

CAPITULO XIII

SILICIO Y SUS COMPUESTOS

I. PARTE TEÓRICA: 300. **Silicio**, estado natural. — 301. Preparación del silicio. — 302. Propiedades del silicio. — 303. **Aplicaciones del silicio**. — 304. Combinaciones del silicio con el O. — 305. Anhídrido silícico. Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 306. **Silicatos**. Preparación. Propiedades. — 307. Vidrio. — 308. Variedades de vidrios. — 309. Fabricación de vidrio: Calcificación. Fusión. Afinación. — 310. Trabajo del vidrio. — 311. Productos cerámicos: Porcelana. Loza 290

II. PARTE EXPERIMENTAL: 312. Preparación del silicio. — 313. Producción de la sílice gelatinosa. — 314. Preparación del ácido hidrofúosilícico. — 315. Reconocimiento de la sílice. — 316. Producción del silicato de sodio. — 317. Reconocimiento de los silicatos. — 318. Trabajo del vidrio. — 319. Grabado del vidrio. — **Resumen** 303

CAPITULO XIV

MOLECULA Y ATOMO

I. PARTE TEÓRICA: 320. Leyes de las combinaciones gaseosas. — 321. Leyes de Boyle-Mariotte y Gay Lussac. — 322. Hipótesis de Avogadro y Ampère: **teoría molecular**. **Reseña histórica**. — 323. **Átomos y moléculas**. — 324. Valencia y atomicidad de los elementos. — 325. Moléculas de elementos y compuestos. — 326. **Peso molecular absoluto y relativo**. Determinación del peso molecular relativo. — 327. Molécula gramo. Volumen molecular. **Peso atómico**. — 328. **Equivalentes químicos**. **Los pesos de combinación**. — 329. Ejercicios estequiométricos 309

II. PARTE EXPERIMENTAL: 330. Determinación de la densidad del oxígeno. — 331. Aumento de peso en la combustión de una vela en el aire. — 332. Determinación del equivalente del zinc. — 333. Determinar el volumen del hidrógeno contenido en un volumen determinado de gas (CIH). — 334. Acidimetría. — 335. Alcalimetría. — **Resumen** 324

CAPITULO XV

GENERALIDADES SOBRE LOS MINERALES

I. PARTE TEÓRICA: 336. **Mineral**. — 337. **Roca**. — 338. **Propiedades físicas de los minerales**: forma externa. Cohesión. Exfoliación. Fractura. Dureza. Flexibilidad. Ductilidad. Untuosidad. Conductibilidad. Fusibilidad. Densidad. — 339. Propiedades térmicas, magnéticas y eléctricas. — 340. Propiedades ópticas: transparencia, brillo, color, polvo, fluorescencia, fosforescencia, doble refracción. — 341. Caracteres organolépticos: apegamiento, tacto, sabor, olor, color. — 342. **Propiedades químicas de los minerales**. — 343. Reconocimientos de los minerales por vía seca: la llama, el soplete. — 344. Ensayos de la coloración de la llama. — 345. Ensayos en tubos abiertos. — 346. Ensayos en tubos cerrados. — 347. Ensayos sobre carbón: con llama oxidante y con llama reductora. — 348. Ensayo sobre una cápsula de porcelana. — 349. Perlas de bórax y sal de fósforo. — 350. **Ensayos por vía húmeda**. — 351. Principales disolventes. — 352. Disgregación. — 353. Reconocimiento de los principales metaloides. — 354. Reconocimiento de los principales metales. — 355. **Nociones sobre la clasificación de los minerales**. — 356. Clasificación de Neumann. — 357. Clasificación de Brakebush. — **Resumen** 330

CAPITULO XVI

GENERALIDADES SOBRE LOS METALES

Pág.

- I. PARTE TEÓRICA: 358. Metales. — 359. Caracteres físicos y químicos. — 360. Elementos no metálicos de transición. — 361. Estado natural de los metales. — 362. Aleaciones: Preparación. Propiedades. Punto de fusión. Aleaciones principales. Utilidad. — 363. Amalgama. — 364. Acción del oxígeno, del aire, del agua y de los ácidos sobre los metales. — 365. Metalurgia. Extracción de los metales. Aluminotermia. Electrometalurgia. — 366. Aplicación de los metales. — 367. Clasificación de los metales. — Resumen. 361

CAPITULO XVII

HIERRO. COBALTO. NIQUEL. MANGANESO Y CROMO

- I. PARTE TEÓRICA: 368. Hierro: Obtención. Propiedades. Usos. — 369. Metalurgia del hierro. — 370. Fundición. — 371. Hierro dulce. — 372. Propiedades. — 373. Aplicaciones. — 374. Aceros. — 375. Compuestos del hierro: ferrosos y férricos. — 376. Cobalto. — 377. Compuestos del cobalto. — 378. Níquel: Estado natural. Metalurgia. Propiedades. Aplicaciones. Compuestos. — 379. Manganeso: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 380. Compuestos del manganeso. — 381. Cromo: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones 378
- II. PARTE EXPERIMENTAL: 382. Obtención del hierro. — 383. Combustión del hierro. — 384-385. Acción de los ácidos sulfúrico y clorhídrico. — 386-387. Acción de los reductores y de los oxidantes. — 388. Características de las sales de hierro. — 389. Caracterizar el ion férrico. — 390. Tinta simpática. — 391. Caracteres de las sales de cobalto. — 392. Niquelado por electrólisis. — 393. Caracteres de las sales de níquel. — 394. Obtención del cloruro de manganeso. — 395. Caracteres de las sales de manganeso. — 396. Alumbre de cromo. — 397. Características de las sales de cromo. — Resumen 393

CAPITULO XVIII

PLOMO. ESTAÑO. PLATINO. ANTIMONIO Y BISMUTO

- I. PARTE TEÓRICA: 398. Plomo: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 399. Combinaciones del plomo. — 400. Estaño: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 401. Platino: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 402. Antimonio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 403. Bismuto: Estado natural. Propiedades. Aplicaciones. — 404. Compuestos de bismuto 402
- II. PARTE EXPERIMENTAL: 405. Arbol de Saturno. — 406. Características de las sales de plomo. — 407. Estañado de cobre. — 408. Características de las sales de estaño. — 409. Lámpara sin llama. — 410. Características de las sales de platino. — Resumen 410

CAPITULO XIX

ALUMINIO. ORO, MERCURIO Y PLATA

Pág.

- I. PARTE TEÓRICA: 411. Aluminio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 412. Compuestos de aluminio. — 413. Oxido de aluminio. — 414. Hidróxido de aluminio. — 415. Sulfato de aluminio. — 416. Alumbre potásico. — 417. Oro: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 418. Mercurio: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 419. Compuestos de mercurio: Oxido mercurioso. Cloruros. — 420. Plata: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 421. Compuestos de plata. Nitrato de plata. — 422. Cloruro de plata. — 423. Bromuro de plata. — 424. Acción de la luz sobre las sales de plata 415
- II. PARTE EXPERIMENTAL: 425. Acción de los ácidos sobre el aluminio. — 426. Acción de las bases sobre el aluminio. — 427. Aluminotermia. — 428. Formación de lacas. — 429. Características de las sales de aluminio. — 430. Solubilidad del oro en agua de cloro. — 431. Características de las sales de oro. — 432. Procedimiento de amalgamación. — 433. Características de las sales de mercurio. — 434. Obtención de la plata por precipitación. — 435. Acción de la luz sobre las sales de plata. — 436. Características de las sales de plata. — Resumen 427

CAPITULO XX

COBRE. MAGNESIO. ZINC Y CADMIO

- I. PARTE TEÓRICA: 437. Cobre: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 438. Compuestos del cobre. — 439. Oxido cúprico. — 440. Oxido cuproso. — 441. Sulfato cúprico. — 442. Magnesio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 442. Compuestos del magnesio. — 444. Zinc: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones. — 445. Compuestos del zinc. — 446. Cadmio: Estado natural. Extracción. Propiedades. Aplicaciones 434
- II. PARTE EXPERIMENTAL: 447. Obtención del cobre. — 448. Acción de los ácidos sobre el cobre. — 449. Cobreado. — 450. Deshidratación del sulfato de cobre. — 451. Características de las sales del cobre. — 452. Comprobación de la presencia del cobre en una reacción. — 453. Combustión del magnesio. — 454. Reducción del CO₂ por el magnesio. — 455. Características de las sales de magnesio. — 456. Combustibilidad del zinc. — 457. Características de las sales de zinc. — 458. Características de las sales de cadmio. — Resumen 443

SODIO. POTASIO. LITIO Y AMONIO

	Pág.
I. PARTE TEÓRICA: 459. Sodio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 460. Compuestos de sodio. Peróxido de sodio. — 461. Hidróxido de sodio. — 462. Cloruro de sodio. — 463. Sulfato de sodio. — 464. Nitrato de sodio. — 464 bis. Carbonato de sodio. — 465. Bicarbonato de sodio. — 466. Potasio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 467. Compuesto de potasio: Hidróxido de potasio. — 468. Clorato de potasio. — 469. Nitrato de potasio. — 470. Carbonato de potasio. — 471. Litio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 472. Amonio: Preparación. Propiedades. — 473. Compuesto de amonio: Cloruro de amonio	451
II. PARTE EXPERIMENTAL: 474. Preparación de la sosa cáustica. — 475. Acción del sodio sobre el agua. — 476. Cristalización del cloruro de sodio. — 477. Características de las sales de sodio. — 478. Acción del potasio sobre el agua. — 478 bis. Acción del ácido sulfúrico sobre una mezcla de clorato de potasio y azúcar. — 479. Separación de los componentes de la pólvora. — 480. Características de las sales de potasio. — 481. Características de las sales de litio. — 482. Sublimación de una sal de amonio. — 483. Características de una sal amoniaca. Resumen	462

CAPITULO XXII

CALCIO. ESTRONCIO Y BARIO

I. PARTE TEÓRICA: 484. Calcio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 485. Compuestos de calcio. Oxido de calcio: Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 486. Hidróxido de calcio: Preparación. Propiedades. Aplicación. — 487. Cales, cementos, morteros y argamasa. — 488. Sulfato de calcio. — 489. Yeso. — 490. Fosfato de calcio. — 491. Carburo de calcio. — 492. Cianamida. — 493. Carbonato de calcio. — 494. Estroncio: Estado natural. Preparación. Propiedades. — 495. Bario: Estado natural. Preparación. Propiedades. — 495 bis. Compuesto de bario: Sulfato de bario	469
II. PARTE EXPERIMENTAL: 496. Preparación del hidróxido de calcio. — 497. Disolución del hidróxido de calcio. — 498. Cal sodada. — 499. Preparación de hipoclorito de calcio. — 500. Descomposición del carburo de calcio por el agua. — 501. Moldes de yeso. Vaciado de medallas. — 502. Características de las sales de calcio. — 503. Características de las sales de estroncio. — 504. Características de las sales de bario. — 505. Obtención de la barita. — Resumen	478

CAPITULO XXIII

RADIOACTIVIDAD. CONSTITUCION DEL ATOMO

	Pág.
I. PARTE TEÓRICA: 506. Radioactividad. — 507. Cuerpos radioactivos. — 508. Descubrimiento del radio. — 509. Medida de la radioactividad. — 510. Transmutación o desintegración de los elementos. — 511. Comprobación de la existencia de las emanaciones de radio. — 513. Radio: Estado natural. Preparación. Propiedades. Aplicaciones. — 514. Compuestos radioactivos. — 515. Teoría atómica. Reseña histórica. Concepto moderno. Consecuencias científicas y práctica. — 516. Dimensiones y estructura del núcleo. — 517. El neutrón. — 518. El positón. — 519. Repartición de los neutrones. — 520. Valencia del átomo. — 521. Explicación electrónica de la oxidación y de la reducción. — 522. Isótopos. Fisión nuclear. — 524. El neptunio y el plutonio. — 525. El curio. — 526. Bomba atómica. — 527. El mesotrón. — 528. Bomba de hidrógeno. — 529. Clasificación de Mendelejeff. — 530. Importancia de esta clasificación. — 531. Algunos inconvenientes de la ley periódica. — 532. Clasificación actual de los elementos	483

CAPITULO SUPLEMENTARIO

PUNTOS DEL PROGRAMA QUE NO FIGURAN EN LOS CAPITULOS ANTERIORES

Sumario: 533. Estabilidad de las sales. — 534. Concepto de temperatura absoluta. — 535. Yacimientos argentinos de azufre. — 536 bis. Yacimientos argentinos de carbón. — 536. Obtención del cloruro de sodio por neutralización. — 537. Descomposición de una sal por el ácido sulfúrico. — 538. Carácter ácido del ácido sulfúrico. — 539. Combinación del Cloro con el Hidrógeno. — 540. Reacción básica del ácido nítrico. — 541. Variación de la valencia. — 542. Representación de una valencia química. — 543. Caracteres de las sales principales. — 544. Leyes de Berthollet: acción de los ácidos, de las bases y de las sales sobre las sales. — 545. Concepto de compuesto al máximo y al mínimo. — 546. Peso atómico gramo. — 547. Ley de Henry. — 548. Propiedades de las disoluciones. — 549. Saturación y sobresaturación. — 550. Regla de Dulong y Petit. — 551. Determinación del peso atómico. — 552. Determinación del peso molecular. — 553. Determinación de la ecuación de los gases perfectos. — 554. Determinación de la densidad del vapor: método de Victor Meyer. — 555. Determinación del peso molecular por la crioscopia y la ebullicoscopia. — 556. Determinación de la constante 22,41. — 557. Estequiometría. — 558. Termoquímica. — 559. Neutralización. — 560. Equilibrio en las soluciones. — 561. Nociones sobre velocidad de reacción y equilibrio químico. — 562. Breve referencia a la evolución de la química y la mineralogía en nuestro país. — 563. Contribución de ambas disciplinas y las industrias derivadas a la independencia económica del país	507
--	-----

APENDICE

Oxidación y Reducción. Oxidantes y Reductores	531
Nomenclatura	539

SE ACABÓ DE IMPRIMIR
EL DÍA 10 DE AGOSTO DE 1956, EN LOS
TALLERES GRÁFICOS DIDOT, S. R. L.
LUCA 2223, BUENOS AIRES



