

Bertha Alicia Díaz  
Riusta  
3<sup>o</sup> D

Bertha Alicia Díaz R  
3<sup>o</sup> D # 43  
SFPA





# MASAS ATOMICAS INTERNACIONALES (1961)

(Calculadas a partir del Carbono 12)

SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	MAZA ATÓMICA	VALENCIA USUAL
Actinio	Ac	89 (227)	
Aluminio	Al	13 26.9815	3
Americio (artif.)	Am	95 (243)	
Antimonio	Sb	51 121.75	3
Argón	Ar	18 39.948	
Arsénico	As	33 74.9216	3
Astato	At	85 (210)	
Azufre	S	16 32.064	2
Bario	Ba	56 137.34	2
Berio	Be	4 9.0122	2
Berquelio (artif.)	Bk	97 (247)	
Bismuto	Bi	83 208.980	3
Boro	B	5 10.811	3
Bromo	Br	35 79.909	1
Cadmio	Cd	48 112.40	2
Calcio	Ca	20 40.08	2
Californio (artif.)	Cf	98 (251)	
Carbono	C	6 12.01115	4
Cerio	Ce	58 140.12	4
Cesio	Cs	55 132.905	1
Cine (o zinc)	Zn	30 65.37	2
Circonio (o zirconio)	Zr	40 91.22	
Cloro	Cl	17 35.453	1
Cobalto	Co	27 58.9332	2
Cobre	Cu	29 63.54	2
Criptón	Kr	36 83.80	0
Cromo	Cr	24 51.996	3
Curio (artif.)	Cm	96 (247)	
Disprosio	Dy	66 162.50	
Einsteinio (artif.)	Es	99 (254)	
Erbio	Er	68 167.26	
Escandio	Sc	21 44.956	
Estaño	Sn	50 118.69	4, 2
Estroncio	Sr	38 87.62	2
Europio	Eu	63 151.96	
Fermio (artif.)	Fm	100 (253)	
Flúor	F	9 18.9984	1
Fósforo	P	15 30.9738	3, 5
Francio	Fr	87 (223)	
Gadolinio	Gd	64 157.25	
Gallio	Ga	31 69.72	3
Germanio	Ge	32 72.59	4
Hafnio	Hf	72 178.49	
Hahnio (artif.)	Ha	105 (260)	
Helio	He	2 4.0026	0
Hidrógeno	H	1 1.00797	1
Hierro	Fe	26 55.847	2, 3
Holmio	Ho	67 164.930	
Indio	In	49 114.82	
Iridio	Ir	77 192.2	
Iterbio	Yb	70 173.04	
Itrio	Y	39 88.905	
Kurchatovio (artif.)	Ku	104 ( )	
Lantano	La	57 138.91	
Laurencio (artif.)	Lr (o Lw)	103 (257)	

\* Los nombres en negritas se refieren a los elementos más comunes.

# MASAS ATOMICAS INTERNACIONALES (1961)

SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	MAZA ATÓMICA	VALENCIA USUAL
Litio	Li	3 6.939	1
Lutecio	Lu	71 174.97	
Magnesio	Mg	12 24.312	2
Manganeso	Mn	25 54.9380	2, 7
Mendelevio (artif.)	Md	101 (256)	
Mercurio	Hg	80 200.59	2*
Molibdeno	Mo	42 95.94	3
Neodimio	Nd	60 144.24	
Neón	Ne	10 20.183	0
Neptunio (artif.)	Np	93 (237)	
Niobio	Nb	41 92.906	
Níquel	Ni	28 58.71	2
Nitrógeno	N	7 14.0067	3, 5
Nobelio (artif.)	No	102 (254)	
Oro	Au	79 196.967	3, 1
Osmio	Os	76 190.2	
Oxígeno	O	8 15.9994	2
Paladio	Pd	46 106.4	
Plata	Ag	47 107.870	1
Platino	Pt	78 195.09	
Plomo	Pb	82 207.19	2, 4
Plutonio (artif.)	Pu	94 (242)	
Polonio	Po	84 (210)	
Potasio	K	19 39.102	1
Praseodimio	Pr	59 140.907	
Prometio (artif.)	Pm	61 (145)	
Protactinio	Pa	91 (231)	
Radio	Ra	88 (226)	2
Radón	Rn	86 (222)	0
Renio	Re	75 186.2	
Rodio	Rh	45 102.905	
Rubidio	Rb	37 85.47	
Rutenio	Ru	44 101.07	
Samario	Sm	62 150.35	
Selenio	Se	34 78.96	2
Silicio	Si	14 28.086	4
Sodio	Na	11 22.9898	1
Talio	Tl	81 204.37	3
Tantalio	Ta	73 180.948	
Tecnecio (artif.)	Tc	43 (99)	
Telurio	Te	52 127.60	2
Terbio	Tb	65 158.924	
Titanio	Ti	22 47.90	4, 2
Torio	Th	90 232.038	4
Tulio	Tm	69 168.934	
Uranio	U	92 238.03	3
Vanadio	V	23 50.942	3, 5
Volframio (o tungsteno)	W	74 183.85	3
Xenón	Xe	54 131.30	0
Yodo (o iodo)	I	53 126.9044	1

Los valores dados entre paréntesis en la columna de la masa atómica, indican el número de masa del más estable de los isótopos conocidos.

La abreviatura (artif.) quiere decir que se trata de elementos que no se encuentran en la naturaleza, sino que han sido preparados artificialmente.



Forma G-24 A.  
CONSEJO NACIONAL TECNICO  
DE LA EDUCACION  
Sección Permanente Libros de Texto.  
Mesa Primera  
Dictamen número: 25  
21.04(074)(III-HQ-s-2) Ref.

ASUNTO: Dictamen por el que se APROBABA como  
texto el libro intitulado "Química  
Elemental" (undécima edición, 1966).

México, D.F., a 28 de julio de 1966.

Señor Ingeniero  
Salvador Mosqueira R.  
Petón, número 127,  
Col. Narvarte, D. F.

En sesión ordinaria de la Sección Permanente de  
Libros de Texto se puso a consideración de la asamblea el  
libro intitulado "QUIMICA ELEMENTAL" de la que es usted  
autor (undécima edición, de 1966).

Como resultado del estudio, la Sección acordó  
comunicarle la APROBACION del libro como texto para el ter-  
cer año en las escuelas de segunda enseñanza.

Atentamente  
EL PRESIDENTE,

*Celario Cano*  
Celario Cano.

SELT/ea.

T. G. K.

# QUIMICA

## PARA SECUNDARIA

Texto adaptado al nuevo Programa oficial de la  
Secretaría de Educación Pública para  
Escuelas Secundarias, de Enseñanzas Especiales y  
Prevocacionales.

por

SALVADOR MOSQUEIRA R.

INGENIERO CIVIL DE LA UNIVERSIDAD NACIONAL  
AUTÓNOMA DE MÉXICO, CATEDRÁTICO DE FÍSICA Y  
COSMOGRAFÍA EN LA ESCUELA NACIONAL PREPARA-  
TORIA, CATEDRÁTICO DE FÍSICA Y FÍSICO-QUÍMICA  
EN LA ESCUELA NORMAL SUPERIOR DE MÉXICO.

DECIMOSEPTIMA EDICION

Contiene las mejoras sugeridas por la  
Comisión de Libros de Texto.



MATERIAL DIDACTICO AL SERVICIO DEL MAGISTERIO  
EDITORIAL PATRIA, S. A.  
PAPELERIA Y LIBRERIA  
"TAMAUCA" 1971  
Guerrero 8, No. 405 Tel. 2-23-58 C. Victoria, Tam.

TEXTO PARA PRIMARIA, SECUNDARIA,  
Y MATERIAL PARA  
LABORATORIOS Y MANUALES

Edición  
de  
20 000 ejemplares  
Enero de 1971

PRIMERA EDICIÓN 1955

Hace esta edición Editorial Patria, S. A., miembro N° 46  
de la Cámara Nacional de la Industria Editorial, de acuer-  
do con contrato de edición celebrado con el autor.

© Todos los derechos de reproducción y adaptación reservados  
para todos los países.  
Copyright by Salvador Mosqueira R., 1956.  
Petén N° 127  
México 12, D. F.

IMPRESO EN MÉXICO  
PRINTED IN MEXICO

"La Impresora Azteca", S. de R. L.--Poniente 140 N° 681, Col. Industrial Vallejo.  
México 16, D. F.

## PRÓLOGO A LA PRIMERA EDICIÓN

*¿Por qué es la Química más difícil que la Física? — ¿Por qué hay que aprender de memoria tantas cosas en Química, mientras son tan pocas en Física? — Estas preguntas u otras equivalentes hemos escuchado muchas veces de labios de nuestros alumnos de Física, y no estamos de acuerdo con ellos. Ambas son ciencias experimentales y para ambas la base es el laboratorio y la observación personal del alumno. La guía principal es el profesor, auxiliado por el libro de texto.*

*Después de una larga experiencia en textos de Física presentamos esta obra sin ningunas pretensiones y con el solo deseo de ayudar a la juventud estudiosa.*

*Fieles a nuestra costumbre hemos tomado el programa oficial y lo hemos desarrollado punto por punto. El Índice de Materias es el programa de la Secretaría de Educación Pública.*

*Hemos tratado de presentar las explicaciones y descripciones en la forma más sencilla y concisa posible, procurando ajustarnos al rigor científico y buscando la fácil comprensión del alumno poco avezado a las ciencias experimentales.*

*Hay dos puntos de vista que nos han parecido sumamente importantes y que han normado nuestro criterio al redactar este texto. El primero es que, para un gran número de estudiantes, ésta es la primera y la última ocasión que tienen de estudiar Química. El segundo es que, inclusive para aquellos alumnos que tengan que volver a ocuparse de la Química más tarde, es preferible limitarles los conocimientos de esta ciencia al mínimo compatible con las normas de la Enseñanza Secundaria.*

*Crecemos que de esta manera estudiarán la Química con más empeño y conservarán con más gusto y con mayor firmeza las ideas más importantes en cuanto a los principios y aplicaciones de esta ciencia.*

*Como consecuencia del criterio expuesto, este libro no es un compendio en el que puedan encontrarse todos los asuntos que se suelen incluir en una Química elemental. No hemos pretendido hacer una obra completa, ni siquiera original en la presentación de los asuntos clásicos de la Química.*

Simplemente hemos tratado de hacer un texto breve y substancioso no en la cantidad, sino en la calidad, tratando de conservar el interés del estudiante a base de experimentos sencillos, de descripciones sin detalles técnicos y de aplicaciones a la vida práctica.

Es nuestra ilusión que al terminar de estudiar estos elementos de Química, el alumno no se quede con la impresión de que se ha tratado que aprenda una colección de recetas o que memorice muchas docenas de fórmulas o de nombres. Esperamos que termine con una idea general de los procesos químicos y de la energía que en ellos interviene; que se dé cuenta de la importancia que tienen las industrias químicas y otras afines; y finalmente que comprenda que la Química ha resuelto problemas muy importantes para el bienestar del hombre y que se enfrenta a otros igualmente graves.

Si es correcto o no nuestro criterio, el tiempo lo dirá; lo que nosotros esperamos que los profesores nos digan es: qué le falta o qué le sobra a esta modesta introducción a la Química para cumplir con los objetivos que persigue el estudio de esta ciencia en la Enseñanza Secundaria.

México, D. F., abril de 1955.  
EL AUTOR

#### PRÓLOGO A LA TERCERA EDICIÓN

Nuestra Segunda Edición fue aprobada como Libro de texto por la Secretaría de Educación Pública.

Al mismo tiempo hemos recibido nuevas opiniones de profesores de Química, cuya gentileza agradecemos aquí.

La Comisión de Libros de Texto de la Secretaría de Educación Pública nos envió, junto con su aprobación oficial, una serie de sugerencias, todas ellas atinadas y que con gusto hemos aceptado al preparar esta nueva edición.

Esperamos haber mejorado notablemente esta edición con respecto a las anteriores, especialmente dando conceptos más rigurosos, sin dejar por ello, sin embargo, de simplificar la materia. Esto es, nos hemos esforzado en introducir los conceptos fundamentales de la Química tal como se aceptan modernamente; pero dentro del marco de la sencillez que exige la Segunda Enseñanza.

Un caso particular que queremos mencionar al respecto es el de los fenómenos electrolíticos: el programa oficial sólo menciona la teoría de Arrhenius; hemos consultado libros elementales de Química franceses, ingle-

ses, alemanes y rusos y todos ellos lo tratan de la misma manera. Sin embargo, no ocurre lo mismo con libros extranjeros un poco más extensos, y por eso hemos mencionado a este respecto algo más de lo que estrictamente pide el programa oficial.

México, D. F., agosto de 1957.  
EL AUTOR

#### PRÓLOGO A LA DECIMOSÉPTIMA EDICIÓN

El año de 1966 las autoridades de la Secretaría de Educación introdujeron algunos cambios en el programa de la asignatura.

Además, la Comisión de Libros de Texto nos pidió en 1969 que hiciéramos algunas aclaraciones a la edición decimocuarta, y atendiendo ambas circunstancias hemos preparado esta nueva edición.

Lo mismo que en las ediciones anteriores, pedimos a los señores profesores que nos ayuden con las luces de su experiencia y sus conocimientos, para lograr que este texto se adapte cada vez mejor a las necesidades de los estudiantes de Segunda Enseñanza.

México, D. F., enero de 1971.  
EL AUTOR

## INDICE DE MATERIAS

(Adaptado al programa de la Asignatura)

	Págs.		Págs.
<i>Masas atómicas internacionales</i> ....	2, 3	<i>Fenómenos físicos y químicos. Propiedades físicas y químicas. Compuestos y mezclas:</i>	
<i>Prólogos</i> .....	7	a) Fenómenos físicos y fenómenos químicos. Fenómenos organolépticos y fenómenos fisiológicos .....	42
<i>Tablas de constantes</i> .....	17	b) Propiedades físicas y propiedades químicas .....	43
<i>Medidas de seguridad y primeros auxilios</i> .....	19	c) Cuerpos simples y cuerpos compuestos. Mezclas. ....	48
 <b>Unidad I. Introducción al Curso de Química</b>		 <b>Unidad III. Elementos y Tabla Periódica</b>	
<i>Definición, observación, fenómenos, experimentación, hipótesis:</i>		a) Análisis y síntesis .....	54
a) Definición .....	21	b) Tabla periódica de los elementos químicos .....	55
b) Observación .....	22	c) Isótopos y radiactividad ...	58
c) Fenómeno .....	22	<i>Práctica de laboratorio.—Ejercicios de doblado de vidrio</i> .....	62
d) Experimentación .....	22	<i>Práctica de laboratorio.—Propiedades físicas y propiedades químicas de las sustancias</i> .....	64
e) Hipótesis .....	23	<i>Repaso y actividades sobre escritura de los elementos</i> .....	67
 <i>Introducción al estudio de la Química:</i>		<i>Práctica de laboratorio.—Separación de sustancias heterogéneas por métodos físicos</i> .....	68
a) Ciencia .....	24	 <b>Unidad IV. Compuestos químicos. Mezclas. Análisis y Síntesis</b>	
b) La Química .....	25	<i>Metales y no metales. Valencia:</i>	
c) Importancia del estudio de la Química. Breve historia de la Química .....	25	a) Clasificación de los elementos. Metales y no metales ..	71
 <b>Unidad II. Materia, Energía, Estructura atómica</b>		b) Valencia de los elementos y sus diferentes tipos de enlace	73
<i>Materia, energía, cuerpo, elemento, átomo:</i>			
a) Conceptos elementales de materia y energía .....	31		
b) Concepto de cuerpo. Clasificación .....	32		
c) Diferencia entre cuerpo y materia. Sustancias .....	32		
d) Los elementos. Símbolos de Berzelius .....	32		
e) Concepto de átomo y su estructura .....	34		



Págs.	Págs.
Unidad V. Notación química. Nomenclatura química. Principales funciones de la química inorgánica	Práctica de laboratorio.—Oxígeno . 127
a) Óxidos anhídridos o ácidos . 84	Práctica de laboratorio.—Hidrógeno 131
b) Óxidos básicos . 86	Estudio del agua:
c) Peróxidos . 87	a) Importancia del agua . 134
d) Reacción de los anhídridos con el agua . 88	b) Fórmula del agua . 135
Ácidos y bases:	c) Clasificación de las aguas naturales . 135
a) Ácidos . 89	d) Clasificación de las aguas por sus usos . 136
b) Bases . 94	e) Propiedades físicas del agua . 138
Indicadores . 98	f) Propiedades químicas del agua . 139
Práctica de laboratorio.—Ácidos y bases . 99	Estudio del peróxido de hidrógeno:
Radicales y sales:	a) Propiedades físicas y químicas . 141
a) Radicales . 102	b) Significación de la leyenda 3% 10 volúmenes . 141
b) Sales . 105	c) Usos . 142
Actividades, ejercicios y cuestionarios . 113	d) Agua pesada y su importancia . 142
Unidad VI. Oxígeno. Hidrógeno. Estudio del agua. Peróxido de hidrógeno. Soluciones	Soluciones:
Estudio del oxígeno y del hidrógeno.	a) Disolvente; soluto; solución diluida, concentrada, saturada y sobresaturada . 146
Oxígeno:	b) Coeficiente de solubilidad . 146
a) Estado en que se encuentra en la Naturaleza . 117	c) Suspensiones . 147
b) Propiedades físicas y químicas . 119	d) Dureza de las aguas . 148
c) Obtención en la industria y en el laboratorio escolar . 120	Película sobre el agua. Película sobre el oxígeno y el hidrógeno . 150
d) Importancia del oxígeno en la vida animal y vegetal . 121	Estudio de las propiedades físicas y químicas del agua y ejercicios para demostrar la dureza de ella y manera de corregirla. Práctica de laboratorio. — Propiedades del agua . 150
e) Usos del oxígeno . 122	Unidad VII. Estudio del aire como mezcla gaseosa. Masa molecular y volumen molecular gramo. Cálculos estequiométricos. Oxidación-reducción
Hidrógeno:	Estudio del aire como mezcla gaseosa. Principales componentes del aire:
a) Estado en que se encuentra en la Naturaleza . 123	a) El aire. Propiedades físicas y químicas del aire . 157
b) Propiedades físicas y químicas . 123	
c) Obtención en la industria y en el laboratorio . 124	
d) Usos del hidrógeno . 126	

Págs.	Págs.
b) Papel que desempeñan los distintos componentes del aire . 159	Ejercicios de balanceo de ecuaciones 210
c) Equivalente químico . 160	Práctica de laboratorio.—Hidrólisis 211
Ley de las proporciones constantes. Masa molecular. Hipótesis de Avogadro. Volumen molecular gramo:	Actividades . 214
a) Ley de Dalton de las proporciones constantes . 163	Práctica de laboratorio.—Estudio de los fenómenos de oxidación y reducción . 215
b) Masa molecular y masa atómica . 164	Unidad IX. Halógenos. Hidrácidos. Azufre
c) Hipótesis de Avogadro . 166	Estudio del cloro:
d) Masa molecular y volumen molecular gramo . 168	a) Propiedades físicas y químicas . 217
e) Fórmulas químicas y determinación porcentual de compuestos . 171	b) Obtención del cloro en el laboratorio . 219
f) Ley de Gay-Lussac de las combinaciones volumétricas de los gases . 173	c) Obtención industrial del cloro . 219
g) Potencial de hidrógeno o pH . 176	d) Usos del cloro . 220
Práctica de laboratorio.—Estudio del pH . 180	e) Ácido clorhídrico . 221
Cálculos estequiométricos y ley de Lavoisier:	f) Otros compuestos del cloro . 223
a) Cálculos estequiométricos . 181	Práctica de laboratorio.—Cloro . 224
b) Ley o principio de Lavoisier o de la conservación de la materia . 185	Práctica de laboratorio.—Blanqueo de fibras vegetales por el cloro, empleando polvos de blanquear y uso de los anticloros . 226
c) Balanceo o ajuste de ecuaciones . 186	Flúor, bromo, yodo:
d) Ecuaciones químicas . 188	a) Propiedades del flúor, del bromo y del yodo. Obtención de los halógenos . 227
e) Problemas sobre cálculos químicos . 190	b) Yodo: disolventes y purificación. Usos del Br y del I . 230
Unidad VIII. Balanceo de ecuaciones por oxidación y reducción	Práctica de laboratorio.—Ácido clorhídrico . 233
a) Ionización. Ecuaciones de ionización . 193	Estudio del azufre:
b) Teoría de la óxido-reducción. Concepto de óxido-reducción. Agentes oxidantes y reductores . 203	a) Formas en que se encuentra . 235
Balanceo de ecuaciones por el método de oxidación-reducción . 207	b) Comparación de las propiedades de las tres formas alotrópicas . 235
	c) Obtención industrial del azufre . 236
	d) El azufre en México . 236
	e) Usos del azufre . 237

Págs.	Págs.
<b>Principales ácidos del azufre:</b>	
a) Ácido sulfhídrico .....	239
b) Ácido sulfúrico .....	242
<b>Práctica de laboratorio.—Obtención del bromo y del yodo y estudio de sus principales propiedades ..</b>	249
<b>Práctica de laboratorio.—Estudio de las propiedades del azufre .....</b>	250
<b>Práctica de laboratorio.—Dióxido de azufre .....</b>	251
<b>Práctica de laboratorio.—Obtención de ácido sulfhídrico y de sulfuros. Estudio de sus propiedades .....</b>	253
<b>Práctica de laboratorio.—Grabado de vidrio con ácido fluorhídrico ..</b>	254
<b>Unidad X. Nitrógeno. Fósforo</b>	
a) Estudio del nitrógeno .....	257
b) Estudio del amoníaco .....	260
<b>Práctica de laboratorio.—Obtención del nitrógeno y estudio de sus principales propiedades .....</b>	265
a) Ácido nítrico; sus propiedades. Compuestos y óxidos más importantes .....	266
<b>Estudio del fósforo y del arsénico:</b>	
a) Estudio del fósforo .....	271
b) Estudio del arsénico .....	274
<b>Actividades sobre cálculo estequiométrico .....</b>	275
<b>Práctica de laboratorio.—Amoníaco .....</b>	276
<b>Unidad XI. Carbono y carbones. Silicio</b>	
<b>Estado natural y propiedades del carbono:</b>	
a) Formas en que se encuentra el carbono en la Naturaleza ..	279
b) Formas alotrópicas del carbono .....	280
c) Propiedades del carbono y usos principales .....	283
<b>Dióxido de carbono o anhídrido carbónico:</b>	
a) Dióxido de carbono .....	286
<b>Silicio:</b>	
a) Formas alotrópicas y principales propiedades .....	294
b) Compuestos más importantes del silicio y sus usos ..	294
<b>Actividades sobre el carbón .....</b>	296
<b>Práctica de laboratorio.—Dióxido de carbono o anhídrido carbónico ..</b>	298
<b>Unidad XII. Metales y metalurgia. Aleaciones y amalgamas</b>	
<b>Concepto físico y químico de los metales y su clasificación:</b>	
a) Concepto físico y químico ..	301
b) Metales libres o nativos ..	303
c) Metales alcalinos .....	307
d) Metales alcalino-térreos ..	308
e) Metalurgia .....	309
f) Hierro y acero .....	311
<b>Usos de los más importantes metales y aleaciones:</b>	
a) Usos del hierro y el acero ..	314
b) Usos del aluminio .....	315
c) Usos del oro .....	317
d) Usos de la plata .....	318
e) Aleaciones .....	318
<b>Actividades sobre metales .....</b>	319
<b>Práctica de laboratorio.—Identificación de algunos metales por la coloración a la flama .....</b>	322
<b>Unidad XIII. Generalidades sobre los compuestos orgánicos. Principales funciones</b>	
<b>Importancia de la química orgánica:</b>	
a) Química inorgánica y química orgánica .....	325

Págs.	Págs.
b) Síntesis de la urea .....	326
c) Clasificación general de los compuestos orgánicos .....	326
<b>Estructuras (o fórmulas estructurales, o esqueletos) y su clasificación:</b>	
a) Abundancia de compuestos ..	327
b) Series de compuestos del carbono .....	328
c) Clasificación .....	329
<b>Hidrocarburos de cadena abierta saturados. Nomenclatura:</b>	
a) Hidrocarburos de cadena abierta saturados, lineales o rectos .....	329
b) Hidrocarburos de cadena abierta saturados, arborescentes o ramificados .....	331
<b>Hidrocarburos de cadena abierta no saturados y de cadena cerrada. Nomenclatura:</b>	
a) Hidrocarburos de cadena abierta no saturados de doble ligadura .....	333
b) Hidrocarburos de cadena cerrada o ciclica con dobles ligaduras .....	335
c) Hidrocarburos de cadena cerrada, no saturados, de triple ligadura .....	335
<b>Hidrocarburos halogenados. Petróleo:</b>	
a) Hidrocarburos halogenados ..	337
b) Petróleo .....	339
<b>Funciones químicas:</b>	
Concepto de función química ...	342
a) Función alcohol .....	343
b) Función aldehído .....	344
c) Función cetona .....	344
d) Función éter .....	345
e) Función ácido .....	346
f) Función éster .....	346
g) Función amida .....	347
h) Función amina .....	347
<b>Actividades sobre compuestos orgánicos y petróleo:</b>	
a) Película sobre petróleo ....	348
b) Repaso .....	348
<b>Estudio sobre los alcoholes:</b>	
a) Fermentación .....	351
b) Alcoholes .....	353
<b>Aldehídos y cetonas:</b>	
a) Aldehídos .....	358
b) Metanal .....	359
c) Cetona. Acetona .....	360
<b>Eteres y ésteres:</b>	
a) Eteres .....	362
b) Obtención de ésteres .....	364
c) Nomenclatura de ésteres ..	364
d) Propiedades y usos de los ésteres .....	365
<b>Ácidos, sales y éteres. Destilación de la madera y de la hulla:</b>	
a) Ácidos .....	365
b) Sales .....	367
<b>Estudio de lípidos y glúcidos:</b>	
a) Lípidos .....	369
b) Propiedades comunes de los lípidos .....	370
c) Clasificación de los lípidos ..	370
d) Hidrólisis y saponificación ..	370
e) Propiedades de los aceites ..	371
f) Jabones .....	371
g) Glúcidos .....	372
<b>Práctica de laboratorio.—Obtención de un jabón .....</b>	373
<b>Próticos. Alimentación y factores biológicos:</b>	
a) Propiedades generales y origen de los próticos .....	373
b) Su función en nuestro organismo .....	375
c) Nociones sobre dietética ..	375
d) Función de las vitaminas en nuestro organismo .....	377
e) Hormonas .....	379

	Págs.		
Práctica de laboratorio.—Fijación de la solubilidad de una sustancia orgánica .....	381	IV.—Radicales y residuos halogénicos .....	407
Actividades sobre compuestos orgánicos .....	382	V.—Sales .....	409
Plásticos .....	384	Nomenclatura orgánica:	
Repaso		a) Hidrocarburos de cadena abierta .....	410
Sistema periódico de los elementos. Uso de la Tabla Periódica:		b) Nomenclatura de los alcoholes .....	412
Clasificación periódica de los elementos .....	385	c) Nomenclatura de los aldehídos .....	413
Sistema de Mendeleieff .....	388	d) Nomenclatura de las cetonas .....	413
Sistema periódico de los elementos .....	390	e) Nomenclatura de los ácidos orgánicos .....	414
Aclaraciones relativas a la Tabla Periódica de los Elementos publicada en 1970 por el autor de este libro .....	394	f) Nomenclatura de los ésteres .....	414
Manejo de la Tabla Periódica de los Elementos del autor ....	396	g) Nomenclatura de las sales orgánicas .....	414
Nomenclatura inorgánica:		Cálculos estequiométricos:	
I.—Óxidos .....	401	a) Problemas de peso-peso ...	415
II.—Ácidos .....	404	b) Problemas de peso-volumen .....	418
III.—Bases .....	406	c) Problemas de volumen-volumen .....	420
		Normalización de volúmenes .....	421
		Problemas de oxidación y reducción .....	425
		Reacciones químicas .....	432
		Índice alfabético .....	445

## TABLAS DE CONSTANTES

TABLA I. Densidades absolutas.

SOLIDOS	kg/dm <sup>3</sup>	LIQUIDOS	kg/dm <sup>3</sup>	GASES (Condic. normales)	kg/m <sup>3</sup>
Platino	21.5	Mercurio	13.596	Anhidrido carbónico	1.977
Oro	19.32	Acido sulfúrico concentrado	1.84	Oxígeno	1.429
Oro 18 k	14.88	Cloroformo	1.50	Aire	1.293
Plomo	11.37	Leche	1.03	Nitrógeno	1.251
Plata	10.5	Agua de mar	1.03	Hidrógeno	0.090
Cobre	8.93	Agua destilada	1.00		
Bronce	8.7	Petróleo	0.80	Nota: Obsérvese que para los gases la densidad está dada por metro cúbico.	
Hierro	7.87	Alcohol	0.79		
Diamante	3.52	Gasolina	0.70		
Mármol	2.7				
Aluminio	2.7				
Hielo	0.92				

TABLA II. Calores específicos.

SOLIDOS		LIQUIDOS	
Hielo	0.50 kcal/kg °C	Agua	1.00 kcal/kg °C
Aluminio	0.21	Alcohol	0.55
Hierro	0.10	Petróleo	0.50
Latón	0.09	Mercurio	0.03
Cobre	0.09		
Plata	0.06		
Plomo	0.03		

TABLA III. Puntos de fusión.

Volframio	3 387°C	Aluminio	660°C	Mercurio	—38.9°C
Platino	1 773°	Plomo	327°	Alcohol	—115°
Hierro	1 527°	Estaño	232°	Nitrógeno	—210°
Cobre	1 083°	Soldadura	189°	Oxígeno	—219°
Oro	1 063°	Cera	64°	Hidrógeno	—259°
Plata	960°	Hielo	0°		

TABLA IV. Presión o tensión de vapor de agua.

TEMPERATURA	PRESION	TEMPERATURA	PRESION
10°C	0.9 cm de mercurio	28°C	2.8 cm de mercurio
12°	1.0	30°	3.2
14°	1.2	40°	5.5
16°	1.4	50°	9.3
18°	1.5	60°	15.0
20°	1.7	70°	23.4
22°	2.0	80°	35.5
24°	2.2	90°	52.6
26°	2.5	100°	76.0

TABLA V. Puntos de ebullición.

Hierro	3 235°C	Mercurio	357°C	Oxígeno	-183°C
Aluminio	2 200°	Glicerina	290°	Nitrógeno	-196°
Plata	2 152°	Agua	100°	Hidrógeno	-253°
Plomo	1 755°	Alcohol	78°	Helio	-269°
Zinc	913°	Eter	35°		

TABLA VI. Conductividad calorífica relativa.

Plata	100	Acero	11
Cobre	92	Plomo	8
Aluminio	48	Mercurio	2
Zinc	27	Vidrio	0.2
Platino	17	Asbesto	0.04
Hierro	15		

TABLA VII. Equivalentes electroquímicos

Plata	1.118 miligramos/ampere	Cobre	0.329 miligramos/ampere
Oro	0.681	Níquel	0.304
Potasio	0.405	Oxígeno	0.083
Zinc	0.339	Hidrógeno	0.010

TABLA VIII.

Resistencias específicas  
relativas

Carbón	100 a 1 000
Mercurio	.953
Acero	.199
Hierro	.120
Platino	.110
Zinc	.061
Cobre	0.018
Plata	0.016

TABLA IX.

Calor de combustión.

MATERIAL	Calorías g
Aceite combustible	10 200 — 10 500
Alcohol	6 500
Antracita	7 600 — 8 400
Carbón bituminoso	6 000 — 8 000
Gasolina	11 000 — 12 000
Hidrógeno	33 900
Lignito	3 500 — 4 000
Madera	3 900 — 4 400
MATERIAL	Calorías litro
Gas de agua	2 500 — 6 000

## MEDIDAS DE SEGURIDAD

## Y

## PRIMEROS AUXILIOS

1.—Las siguientes sustancias deben almacenarse en lugares especiales: fósforo blanco, potasio, sodio, yodo; hidróxido de amonio concentrado; ácidos concentrados (nitríco, sulfúrico, clorhídrico); tanques de oxígeno, hidrógeno, cloro, dióxido de carbono, amoníaco, dióxido de azufre; frascos grandes de diversas sustancias con los que se llenan los pequeños frascos que se usan en el laboratorio.

2.—Tómense precauciones especiales de ventilación, cuando se hagan experimentos con cloro, ácido sulfhídrico, dióxido de azufre, monóxido de carbono, dióxido de carbono, amoníaco y dióxido de nitrógeno.

3.—Tómense precauciones especiales al manejar ácido nítrico, ácido clorhídrico, ácido sulfúrico, hidróxido de amonio, sosa cáustica, potasa cáustica, cal apagada, cal viva, fósforo blanco, potasio, sodio, yodo.

4.—Tómense precauciones especiales en los experimentos marcados



y



5.—No haga el alumno experimentos por su propia cuenta, sin consultar previamente con su profesor.

6.—Siempre que sea posible úsense anteojos protectores, batas especiales, guantes, etc.

7.—No debe encenderse ningún gas sin la autorización previa del profesor.

8.—En caso de heridas, quemaduras con llama o salpicaduras de ácidos, álcalis, etc., o de malestar por los gases aspirados, acudir inmediatamente al profesor y de ser necesario, al médico.

9.—Una quemadura se limpia con solución de bicarbonato de sodio y después se cubre con vaselina o aceite para eliminar el contacto con el aire.

10.—Si cae ácido en la piel, se lava bien con agua y se recubre con una pasta de bicarbonato de sodio. Lo mismo se hará si salpica a los ojos, usando una solución muy diluida de bicarbonato de sodio, y después otra vez agua. Si salpica en la ropa se aplica amoníaco diluido y luego agua.

11.—Si cae un álcali fuerte (sosa o potasa) en la piel, se lava bien con agua y se aplica después ácido acético diluido, vinagre o ácido clorhídrico diluido; después se enjuaga. Si salpica a los ojos lávese bien con agua, después se aplica una solución de ácido bórico caliente y luego se enjuaga. Si salpica en la ropa se neutraliza el álcali con vinagre o ácido acético diluido y después se enjuaga para eliminar el ácido.

## UNIDAD I

### INTRODUCCION AL CURSO DE QUIMICA

#### DEFINICION, OBSERVACION, FENOMENO, EXPERIMENTACION, HIPOTESIS

##### a) Definición.

Dar una definición o definir un término quiere decir expresar en forma clara, exacta y precisa, la naturaleza, condición o significación de alguna cosa. Por ejemplo, podemos decir que la Física y la Química estudian la energía y la materia en sus distintos aspectos y las transformaciones de una en otra. Pero para definir la Física y para definir la Química habrá que precisar el campo de estudio de una ciencia y de la otra. Por lo pronto nos conformaremos con decir que en Química se estudian *cambios en la naturaleza de las sustancias* mientras que en Física se estudian aquellos casos en que *no cambia la naturaleza de las sustancias*.

#### VOCABULARIO

**QUIMICA.**—Ciencia que estudia las sustancias, su estructura, sus propiedades y sus reacciones.

Estudia también la energía que se requiere para efectuar tales cambios de composición (cambios en la naturaleza íntima de la materia) y la energía que se desprende durante esos cambios.

Cuando tales cambios no dan lugar a que se transforme una materia en otra se trata de Física y no de Química.

**FISICA.**—La Física estudia los cambios de la materia y de la energía cuando esos cambios no dan lugar a alteraciones en la naturaleza íntima de la materia o sea en su composición. Cuando el efecto de la energía hace que cambie una materia en otra; se trata de Química y no de Física.

**MATERIA.**—Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y que es susceptible de sufrir un cambio físico o

químico. Los gases, líquidos y sólidos, son diversos estados de la materia. (En las págs. 31 y 60 se mencionan otros conceptos relativos a la materia.)

**MATERIAL O CUERPO.**—Cualquier porción de materia, por ejemplo un anillo de oro, una gota de agua, o el aire contenido en un recipiente.

**SUSTANCIA.** — Materia homogénea que tiene composición química definida.

**ENERGIA.**—Tiene energía todo lo que puede producir cambios en la materia. Así, por ejemplo, el calor que produce un cerillo tiene energía suficiente para que, si se acerca a un montón de pólvora, haga que ésta se encienda violentamente y produzca gases a una temperatura muy elevada. En este caso, la energía calorífica da lugar a un cambio químico que a su vez produce más energía calorífica.



En las ciencias físico-matemáticas es más fácil dar definiciones precisas que en las ciencias físico-químicas y la dificultad es mayor aún en las ciencias biológicas o en las ciencias sociales. En estas últimas a veces sólo se puede tener un concepto o una idea pero no una definición precisa. Por ejemplo podríamos enumerar los siguientes términos en orden de dificultad de definición: círculo, velocidad, reacción química, vida animal, justicia.

### b) Observación

La Química es una de las ciencias experimentales que requiere hacer observaciones (otras ciencias experimentales son la Biología y la Física) y por eso es conveniente precisar, desde un principio, los métodos de trabajo que se siguen en las ciencias experimentales.

Observar quiere decir *fixar cuidadosamente la atención en alguna cosa o en un hecho cualquiera*. Evidentemente es conveniente llevar un registro escrito de todas las circunstancias que intervienen en una observación.

### c) Fenómeno.

Se llama fenómeno en general *todo cambio de algo que se efectúa en la Naturaleza*. La Naturaleza nos brinda espontáneamente algunos fenómenos. Otros son provocados por el investigador en el laboratorio.

### d) Experimentación.

Experimentar quiere decir *reproducir o provocar un hecho cualquiera para observarlo mejor*.

El objeto de observar los fenómenos y de hacer experimentos es múltiple: en primer lugar, en nuestro espíritu alienta la curiosidad innata de ver las cosas que cambian; en segundo lugar, tratamos de explicarnos las causas de esos cambios y tratamos de relacionar diversos fenómenos entre sí; en tercer lugar, la Historia nos enseña que las ciencias puras nacidas en el laboratorio y en la mente de los sabios, a la larga tienen aplicaciones que redundan en beneficio de la humanidad.

Son muy variadas las condiciones que deben existir en el investigador para observar y experimentar fructíferamente. Enumeraremos a continuación algunas de ellas:

Se requiere *curiosidad sana* para observar los fenómenos, relacionarlos con diversos hechos ya conocidos y con otros fenómenos que puedan ocurrir durante el proceso de un experimento.

Se necesita *capacidad intelectual* del observador para distinguir los hechos fundamentales de un fenómeno o experimento, de los secundarios.

### VOCABULARIO

FENOMENO.—Todo cambio que ocurre en la materia o en la energía. Cualquier cambio que sufren los cuerpos.

Se necesita *interés* en los fenómenos que se observan: así por ejemplo, hay quienes tienen interés en observar objetos pequesísimos a través de un microscopio y otros lo tienen en observar los astros con un telescopio.

Se requiere *paciencia* para repetir una vez y otra y otra más un experimento con todo cuidado hasta eliminar todas las circunstancias que puedan alterar los resultados que se buscan.

Es indispensable una *atención* completa en todas y cada una de las etapas de un fenómeno o experimento pues a veces el pasar por alto detalles que, a primera vista, parecen insignificantes puede falsear completamente el resultado de los experimentos.

La *exactitud* en el registro de lo que ocurre, en las medidas que se tomen, etc., es indispensable para tener una seguridad completa de las conclusiones que se sacan de un experimento.

El *funcionamiento normal de los órganos de los sentidos* es indispensable para no falsear el resultado de los fenómenos o experimentos.

### e) Hipótesis.

Nuestra curiosidad nos conduce, después de observar los fenómenos, a tratar de explicar a qué causa se deben. En siglos remotos se conformaban los investigadores con explicaciones verbalistas o con interpretaciones fantásticas o sobrenaturales. Pero al ir avanzando la cultura, el hombre se ha hecho cada vez más exigente en cuanto a la interpretación de los fenómenos naturales o de los hechos experimentales. El punto de partida de esas explicaciones es una *hipótesis* o sea la suposición de algo posible, o de algo imposible, de la cual se pueda deducir alguna consecuencia.

Por ejemplo, es sabido que al poner en contacto un cuerpo frío con uno caliente se igualan sus condiciones caloríficas al cabo de algún tiempo. ¿A qué se debe ese fenómeno? Una primera hipótesis, que en forma seria se propuso al respecto, consistió en suponer que del cuerpo caliente salía alguna materia impalpable que al introducirse al cuerpo frío hacía que éste elevara su temperatura. Aun cuando posteriores investigaciones pusieron de manifiesto que no es así como se logra el equilibrio térmico entre dos cuerpos a distinta temperatura, no obstante, esa hipótesis, fue un buen punto de partida para profundizar los estudios respectivos.

Un ejemplo de hipótesis de algo imposible que condujo a adelantos científicos muy importantes, fue la del movimiento de las estrellas. Creían los antiguos que las estrellas se encontraban en una enorme esfera de cristal en forma de puntos luminosos pegados a ella. Cuando comenzó a pensarse en forma científica al respecto, se creó la hipótesis de que era imposible que las estrellas estuvieran constituidas de esa manera; entonces, para explicar por qué todas ellas se mueven uniformemente en torno de la Tierra, se propuso otra hipótesis: Es la Tierra la que gira en torno de su eje uniformemente y así se explica, de una manera más sensata, el movimiento uniforme de las estrellas.

## INTRODUCCION AL ESTUDIO DE LA QUIMICA.

### a) Ciencia.

Llamamos ciencia al *conjunto metodizado de conocimientos que conducen a la verdad* (relativa), que están basados en la observación y en la experimentación y que están sujetos a la comprobación matemática o experimental.

La física, la química y la biología se consideran como ciencias naturales porque estudian los seres del mundo visible, tratando de conocer todo cuanto a ellos se refiere: su composición, su manera de ser y de obrar, las transformaciones que experimentan, las leyes que rigen esas transformaciones, etc.

Dentro de las ciencias físicas se incluyen la Física y la Química. Para su estudio metódico conviene distinguir entre fenómenos físicos y fenómenos químicos (de que hablaremos más adelante). Tratándose de ciencias experimentales, su base o fundamento es el experimento. El método de trabajo consiste en hacer una serie de experimentos relacionados con cierto tipo de fenómenos y tratar de interpretarlos mediante alguna hipótesis razonable. Midiendo las distintas magnitudes que intervienen en un fenómeno y variando convenientemente las circunstancias del mismo, se esfuerza el investigador en establecer alguna relación matemática o fórmula mediante la cual, conociendo las circunstancias precisas que intervengan en un fenómeno, pueda pronosticarse con seguridad lo que ocurrirá como consecuencia de una situación experimental dada; o en breves palabras, el investigador trata de establecer relaciones de causa a efecto en los fenómenos de la naturaleza. Al mismo tiempo, el investigador elabora en su mente otros experimentos y predice cuál deberá ser su resultado, si son correctas las hipótesis que ha ido aceptando. Si al llevar a cabo esos experimentos u observaciones encuentra que efectivamente ocurre lo que había pronosticado, tiene así un nuevo argumento en apoyo de las hipótesis formuladas. Al seguir comprobando sus hipótesis, sometiéndolas al análisis matemático y realizando nuevos experimentos u observaciones, va

### VOCABULARIO

**CAUSA Y EFECTO.**—Cuando sucede algo se llama causa a la razón o motivo por la cual sucede. Lo que ocurre debido a una causa se llama efecto de esa causa. Así, por ejemplo, las guerras son el efecto que proviene de la falta de comprensión entre los pueblos; la falta de comprensión es la causa.

**HIPOTESIS.**—Suposición razonable que se hace para explicar un fenómeno.

**METODO CIENTIFICO.**—Método de estudio de las ciencias basado en la observación de la Naturaleza, a diferencia del método empírico que sigue procedimientos arbitrarios al gusto del individuo que los sigue.

constituyendo el investigador (casi siempre con la ayuda de otros muchos investigadores) lo que se llama una *teoría científica*.

Es así como, por ejemplo, con la colaboración de grandes sabios de todas las nacionalidades se ha ido elaborando la teoría atómica como consecuencia de la cual se ha llegado a resultados tan asombrosos como la obtención de energía del núcleo de los átomos en cantidades increíbles.

### b) La Química.

*“La Química es la ciencia que estudia las sustancias, sus estructuras, sus propiedades y las reacciones que las transforman en otras sustancias.”*  
(PAULING, Premio Nobel.)

En páginas posteriores definiremos los conceptos de sustancia (página 32), estructura (pág. 36), propiedades de la materia (pág. 43) y reacciones (pág. 44); baste, por ahora, la idea que respecto a esos términos tengan los estudiantes.

### c) Importancia del estudio de la Química. Breve historia de la Química.

Las necesidades fundamentales del hombre son la alimentación, la habitación, la ropa, la salud, las distracciones, los medios de transporte y de comunicación entre unos hombres y otros, y sobre todo la paz y la tranquilidad que provienen de disponer de todo lo anterior y que le permiten elevar su espíritu hasta donde quiera. La Química interviene en todas esas necesidades materiales del hombre: en la preparación y conservación de alimentos, en la fabricación de habitaciones, en la elaboración de artículos para proteger su cuerpo contra la intemperie; en la elaboración de medicamentos para curar enfermedades o, mejor aún, de preventivos para evitarlas, dándonos así condiciones de vida higiénica y saludable; analizando los diversos implementos o artefactos que usamos en muy variadas distracciones, veremos siempre en el fondo la intervención de la Química en diferentes formas, por ejemplo el papel para los libros, el hule o el cuero para los artículos deportivos, las películas fotográficas, los plásticos para la fabricación de discos grabados; en la fabricación de bicicletas, aviones, cohetes interplanetarios, en todo ello intervienen las industrias químicas; el cobre es un metal indispensable en la fabricación de toda clase de medios de comunicación, pues casi todos requieren circuitos eléctricos.

Cualesquiera que sean sus actividades, el hombre moderno debe tener, por lo menos, conocimientos rudimentarios de Química, pues, según acabamos de enumerar, en todas sus actividades y en forma más o menos pró-

### VOCABULARIO

**PROPIEDADES DE LA MATERIA.**—Son los rasgos característicos y modos de obrar, que manifiesta la materia en circunstancias precisas y definidas.

xima o alejada intervienen productos de la química en la técnica moderna.

Es imposible saber cuándo comenzaron las artes de la química; su principio se pierde en la noche de los tiempos. La extracción de ciertos productos metálicos dio inclusive su nombre a la Edad de Bronce y a la Edad de Hierro. Todos los pueblos de la antigüedad, en una forma u otra, usaban las plantas como drogas para tratar de curar las enfermedades.

Los filósofos griegos no tenían el espíritu de lo que hoy llamamos "hombre práctico" pero en cambio fueron famosos por sus especulaciones filosóficas, tales como las de DEMÓCRITO (unos 400 años antes de nuestra era) quien sugirió en una forma vaga la teoría atómica. En el siglo primero antes de nuestra era, el filósofo romano LUCRECIO sustentaba también la teoría atómica con argumentos tan buenos como el siguiente: "Esta tela que se ha puesto a secar, no deja ver que se le escape ninguna gota, y sin embargo el agua desaparece. Forzosamente esa agua debió escaparse en forma de partículas pequeñísimas, invisibles." Es la idea de átomo que DEMÓCRITO había propuesto hace veinticuatro siglos.

Durante la Edad Media fueron los *alquimistas* quienes se ocuparon de lo que ahora llamamos Química. Heredaron los conocimientos prácticos de los egipcios y las especulaciones filosóficas de los griegos, como consecuencia de que los árabes, después de conquistar Egipto en el siglo VII de nuestra era, llevaron esos conocimientos a Arabia y después a Europa.

Muchos alquimistas hacían trabajo auténtico de investigación, pero, por una parte, los resultados espectaculares de diversos experimentos, por otra parte, la ignorancia general de la gente en esa época y, finalmente, la codicia, hicieron que muchos alquimistas fueran más bien charlatanes que pretendían transmutar metales comunes, como hierro y cobre, en metales finos, como plata y oro. A principios del siglo XVI comenzó a florecer la *latroquímica* que como objetivo de menor importancia trataba de preparar

### VOCABULARIO

**TEORÍA ATÓMICA.**—La teoría atómica establece que los elementos químicos están formados de partículas pequeñísimas que se llaman átomos.

**ÁTOMO.**—La partícula más pequeña de una sustancia, que puede tomar parte en una reacción química.

**TRANSMUTACIÓN.**—Transformación de un elemento en otro.

**PRINCIPIO DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.**—Este principio establece que durante los cambios químicos se conserva la cantidad de materia.

**METAL.**—Elemento químico de propiedades similares al hierro, plata, oro, aluminio, etc. Conducen fácilmente la electricidad y el calor. Fácilmente se hacen con muchos metales láminas y alambres muy delgados. Los metales son elementos electropositivos, que forman óxidos básicos y compuestos halogenados estables en presencia del agua (ordinariamente).

**ALQUIMISTA.**—Químico de la Edad Media.

medicamentos, pero, sobre todo, pretendía descubrir el "Elixir de la Vida" que curara todas las enfermedades y que diera una perpetua juventud.

A fines del siglo XVIII LAVOISIER introdujo en el método experimental, ya muy avanzado en esa época, la medida de las masas de los cuerpos que intervenían en las reacciones químicas y llegó a establecer el principio de la conservación de la materia.

A principios del siglo XIX DALTON hizo revivir el atomismo pero ya en una forma científica y experimental. Su teoría atómica se sintetiza en lo siguiente: Las partículas o átomos de un cuerpo simple son idénticas entre sí, pero diferentes cuando se pasa de un cuerpo simple a otro. Además, una reacción química debe interpretarse como un nuevo arreglo de los átomos en las sustancias, sin que los átomos mismos sufran la menor alteración.\*

Hacia 1815, trabajando independientemente, AMPERE y AVOGADRO enunciaron un principio importantísimo relativo al *número de moléculas contenido en la unidad de volumen*. Después de muchas discusiones triunfó la hipótesis atómica y fue admitida por todos los químicos. En la actualidad es el punto de partida para determinar las fórmulas que traducen la constitución de las moléculas; permite interpretar las reacciones químicas y las transformaciones de moléculas durante esas reacciones.

\* A los grupos de átomos resultantes de diversos arreglos entre ellos les llamamos moléculas, nombre que les dio AVOGADRO varios años después de que DALTON propuso su teoría.

### VOCABULARIO

**ELEMENTO QUÍMICO.**—Una de las 90 clases de materia que forma todas las cosas que existen en la Tierra. Se llama también cuerpo simple porque no se puede descomponer por procesos químicos. A la fecha se conocen 105 elementos químicos, pero 15 de ellos no existen en la Tierra en estado natural, sino que han sido fabricados en los laboratorios de investigación de física. De los 92 primeros elementos hay 2 que no existen en la Tierra en estado natural.

**CUERPO SIMPLE.**—Es lo mismo que elemento químico.

**COMPUESTO.**—Materia formada por la combinación química de varios elementos. Combinación química es la unión de dos o más elementos en forma tan íntima que no es posible distin-

guir las propiedades individuales de ellos. La materia que resulta de una combinación tiene sus propiedades características diferentes de las propiedades de los elementos que la constituyen.

**MEZCLA.**—Materia que se obtiene al revolver entre sí diversas sustancias. Esto se estudia con mayor detalle en las páginas 48 y 49.

**MOLECULA.**—1º Es la mínima porción que se puede obtener de algunos compuestos químicos o de un cuerpo simple y que conserva las mismas propiedades químicas de la sustancia de que se trate.

**MOLECULA.**—2º Cierta sistema de dos o más átomos que posee configuración estable y con sus núcleos a distancias determinadas.

En 1869 MENDELEIEF reconocía 63 elementos químicos diferentes y los ordenaba en una famosísima clasificación que fue el punto de partida de innumerables descubrimientos químicos, después de que, al principio, fue acogida con escepticismo por los sabios de la época (véase la Tabla de los Elementos al final del libro).

Al mismo tiempo que se acumulaban las pruebas de la estructura discontinua de la materia, se llegó a establecer la estructura discontinua de la electricidad, se descubrió el electrón y se pudo medir su carga eléctrica y su masa.

En los primeros años del presente siglo el físico danés BOHR dio un paso más en la teoría atómica explicando la estructura del más ligero de los átomos, el de hidrógeno.

Multitud de investigadores comprobaron que todos los átomos están formados por un núcleo con carga eléctrica positiva en torno del cual hay electrones en número más o menos grande.

En 1919 RUTHERFORD logró efectuar la primera y verdadera transmutación, pero no como la que soñaban los alquimistas, sino otra muy diferente y con muy distintos fines.

1931 se pudo comprobar que a su vez el núcleo atómico tenía una estructura compleja y que estaba formado por cargas eléctricas positivas y partículas sin carga. Las partículas positivas se llaman *protones* y las partículas sin carga se llaman *neutrones*.

Los últimos átomos de la clasificación periódica de MENDELEIEF tienen en su núcleo tal cantidad de protones y neutrones que se vuelven inestables. Algunos de ellos manifiestan esa propiedad espontáneamente, es la *radiactividad* en virtud de la cual van transmutándose por sí solos unos elementos en otros menos complejos.

Bombardeando los núcleos del uranio, que es el elemento de mayor masa de los que existen en la naturaleza se pudo fabricar el elemento artificial número 93 al que se llamó neptunio y que fue el primero de una lista que ya llega hasta el elemento número 105.

Mediante experimentos de bombardeo de átomos llegó a comprobarse el principio establecido por EINSTEIN desde los comienzos del presente siglo de que la materia se puede convertir en energía y ese fue el punto de partida de las aplicaciones bélicas y pacíficas de la energía nuclear.

Bombardeando núcleos atómicos con aceleradores de partículas cada vez más poderosos se ha llegado a encontrar que el núcleo atómico tiene una estructura extraordinariamente compleja y en su estudio se ocupan, en la actualidad, hombres de ciencia de todos los países.

#### VOCABULARIO

**RADIOACTIVIDAD.**—Propiedad que tienen ciertos elementos de desintegrarse sus átomos, transformándose en otros elementos.

### REPASO.

Hacer que el alumno encuentre y señale condiciones para observar y experimentar, como por ejemplo: curiosidad, capacidad, interés, paciencia, atención, exactitud, funcionamiento normal de los órganos de los sentidos, etc.

#### CUESTIONARIO

1. *Dé un ejemplo de observación de un fenómeno natural y otro de experimento.*
2. *Enuncie un fenómeno físico, uno químico y uno biológico (vea su libro de Biología).*
3. *Dé un ejemplo de hipótesis física.*
4. *Enuncie una ley física cualquiera (consulte a su profesor de Física).*
5. *¿De qué clase de fenómenos se ocupa la Química?*
6. *Señale cinco ejemplos de aplicaciones de la Química.*
7. *Enumere varias ciencias afines a la Química.*
8. *Con un ejemplo, ilustre la diferencia que hay entre ley, hipótesis y teoría.*
9. *Defina qué es ciencia.*
10. *Defina qué es Química.*

## UNIDAD II

### MATERIA, ENERGIA, ESTRUCTURA ATOMICA

#### MATERIA, ENERGIA, CUERPO, ELEMENTO, ATOMO.

##### a) Conceptos elementales de materia y energía.

Llamamos materia a todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y que es susceptible de sufrir cambios físicos o químicos. Se nos puede presentar como: sólido, líquido, o gas; y constituye, junto con la energía radiante, todas las cosas que nos rodean y afectan nuestros sentidos. En la pág. 60 se complementan estas ideas.

La propiedad de *extensión* que tienen los cuerpos se manifiesta mediante su impenetrabilidad, o sea que dos cuerpos no pueden ocupar el mismo sitio en el espacio. Sin embargo, esta propiedad, que es evidente en los sólidos, tiene ciertas graduaciones en los líquidos, y no es aplicable a los gases.

*Los conceptos de materia y energía están íntimamente ligados.* Antes de abordar el concepto de energía radiante mencionada en la definición de materia, conviene dar algunos ejemplos de energía, más bien que definir ese término. En general decimos que *tiene energía todo aquello que puede hacer un trabajo* o sea todo agente que puede lograr que se mueva una fuerza. Por ejemplo un cuerpo en movimiento puede hacer que una fuerza que se le oponga se mueva y de esa manera hace un trabajo; se dice entonces que ese cuerpo tiene energía. El vapor de agua encerrado en los cilindros de una máquina de vapor puede ponerlos en movimiento venciendo la resistencia que presenta la máquina a moverse y por consiguiente también tiene energía. La gasolina que penetra al motor de un automóvil, al explotar en el momento conveniente ejerce una fuerza que hace mover un pistón del automóvil y mediante una serie de mecanismos se pone en marcha al vehículo.

Todos los casos enumerados son ejemplos de cuerpos que tienen energía.

Ordinariamente la materia es un vehículo y aún un receptáculo de energía, como en los casos anteriormente mencionados. Pero hay también *energía radiante*, como por ejemplo la que nos llega del Sol, que por un conjunto de procesos maravillosos conserva la vida y el movimiento en la Tierra. Esa energía radiante no llega del Sol a la Tierra por conducto



de algún medio material sino mediante lo que se llama *fotoes* o partículas de energía. La energía radiante se presenta en forma de luz, de rayos X, de ondas de radio, etc.

#### b) Concepto de cuerpo. Clasificación.

La materia se nos presenta en forma de gas, de líquido o de sólido. Una porción definida de materia que ocupa un lugar en el espacio y que tiene un cierto peso, color, y otras características que nos permiten distinguirlo recibe el nombre de *cuerpo*.

Se dice que un cuerpo es *homogéneo* cuando tiene las mismas propiedades en toda su extensión, o sea color y estructura uniforme, densidad uniforme, etc. Se dice que un cuerpo es *heterogéneo* cuando está compuesto por partes de diferentes propiedades.

#### c) Diferencia entre cuerpo y materia. Sustancias.

La diferencia entre *cuerpo* y *materia* es que en el concepto de materia no se toma en cuenta la forma y el tamaño y se consideran principalmente las propiedades genéricas y específicas, mientras que en el concepto de cuerpo se incluye la forma y el tamaño, así como su estado. Frecuentemente se confunden ambos conceptos y se usan indistintamente.

Una porción de materia homogénea pura se llama *sustancia* (véase también las págs. 48 y 49).

#### d) Los elementos.

En sus escritos usaban los alquimistas diversas figuras simbólicas para representar las sustancias que empleaban. Así por ejemplo mediante una figurita de Luna en creciente ☾ representaban la plata; el oro lo asemejaban al Sol y lo representaban así ☼. En forma semejante usaban diversos símbolos o figuras convencionales que correspondían al planeta Mercurio ☿ y al metal del mismo nombre; al plomo lo representaban con el símbolo astrológico de Saturno, ♄ y así sucesivamente.

*Definición de elemento.*

A todas las sustancias que no se podían descomponer en otras se les llamó sustancias elementales, o simplemente elementos.

Para describir los procesos químicos, DALTON encontró conveniente asignar un símbolo a cada elemento; así, por ejemplo, el hidrógeno lo re-

#### VOCABULARIO

**ASTROLOGIA.**—Falsa ciencia que pretende que el destino humano depende de los astros. La astrología es propia de gentes incultas, ignorantes, simples y carentes de educación y buen juicio. Afortunadamente la ciencia ha terminado con la astrología y otras supersticiones que se prestan a que personas sin escrúpulos engañen a los incautos sin instrucción.

presentó ☉ y el oxígeno ○; entonces, al agua que es una combinación de oxígeno e hidrógeno la representó ○○.

En forma semejante, el hierro lo representó con el símbolo ♂ y el azufre ⊕; entonces el sulfuro de hierro lo representó así: ⊕ ♂

#### Símbolos de Berzelius.

Al ir descubriéndose más elementos y más compuestos, se vio que el simbolismo de DALTON era muy complicado y BERZELIUS (1779-1848) ideó unos símbolos mucho más fáciles de imprimir y de recordar, ya que se valió de las letras del alfabeto, usando la primera del nombre del elemento, escrita con mayúscula:

carbono	C	oxígeno	O
hidrógeno	H	nitrógeno	N
iodo	I	y así sucesivamente.	

Como hay varios nombres de elementos que comienzan con la misma letra, para distinguirlos entre sí, a la mayúscula inicial le agregó una de las siguientes (de preferencia la inmediata) escribiéndola minúscula:

Aluminio	Al	Bario	Ba	Cadmio	Cd	Cloro	Cl
Arsénico	As	Bromo	Br	Calcio	Ca	Cromo	Cr

Para los elementos que ya eran conocidos mucho tiempo antes de BERZELIUS, algunos de los cuales tenían nombres diferentes en cada idioma, echó mano del latín:

azufre	(sulfur)	S	oro	(aurum)	Au
cobre	(cuprum)	Cu	plata	(argentum)	Ag
estaño	(stannum)	Sn	plomo	(plumbum)	Pb
estroncio	(strontium)	Sr	potasio	(kalium, del árabe al-qali)	K
fósforo	(phosphorus)	P	sodio	(natrium)	Na
hierro	(ferrum)	Fe			
mercurio	(hydrargyrum)	Hg			

En las tablas que van al principio y al final del libro se consignan todos los elementos, incluyendo muchos que no existen en la naturaleza, sino que han sido creados por el hombre. En la siguiente tabla se consignan en orden alfabético los nombres y los símbolos de los elementos más comunes.

#### VOCABULARIO

**SÍMBOLO.**—Una figura que se usa para representar algo. Por ejemplo \$ es el símbolo que representa la palabra pesos. Símbolo químico es una letra o letras que se usan para representar un

elemento químico.

**CONVENCIONAL.**—Figura convencional es lo mismo que símbolo, o sea un dibujo o figura sencilla con la que se representa una palabra o expresión.

NOMBRE	SÍMBOLO	NOMBRE	SÍMBOLO
Aluminio	Al	Hierro	Fe
Antimonio	Sb	Magnesio	Mg
Argón	Ar	Mercurio	Hg
Arsénico	As	Neón	Ne
Azufre	S	Níquel	Ni
Bario	Ba	Nitrógeno	N
Boro	B	Oro	Au
Bromo	Br	Oxígeno	O
Calcio	Ca	Plata	Ag
Carbono	C	Platino	Pt
Cloro	Cl	Plomo	Pb
Cobalto	Co	Potasio	K
Cobre	Cu	Radio	Ra
Cromo	Cr	Silicio	Si
Estaño	Sn	Sodio	Na
Flúor	F	Volframio	W
Fósforo	P	Uranio	U
Helio	He	Yodo o iodo	I
Hidrógeno	H	Zinc o cinc	Zn

## e) Concepto de átomo y su estructura.

## A.—Teoría atómica de Dalton.

Haciendo experimentos con muchas sustancias se ha encontrado que algunas de ellas *se pueden descomponer o analizar*, mientras que otras resisten a toda clase de procesos químicos y *no se descomponen* nunca. También se ha encontrado que *las que no se descomponen, tampoco se pueden preparar o sintetizar a partir de otras más sencillas*.

Estos hechos experimentales han conducido al siguiente concepto:

**ELEMENTO** es una sustancia que ni se puede descomponer en otras, ni se puede elaborar a partir de otras más sencillas, por métodos químicos.

## VOCABULARIO

**SINTETIZAR UN COMPUESTO.**—Formar el compuesto mediante la unión química de los elementos que lo constituyen o de compuestos que contengan esos elementos.

**ANALIZAR QUÍMICAMENTE UN COMPUESTO.**—Descomponerlo, o sea obtener los elementos de que está constituido.

## e) Concepto de átomo y su estructura

En el inciso B de la pág. 36 se da una interpretación submicroscópica de la forma como están constituidos los elementos químicos y esa interpretación se completa en la pág. 40.

A principios del siglo pasado, el químico inglés DALTON concibió una manera muy sencilla de explicar los fenómenos químicos, que se denomina **teoría atómica**, y cuyos postulados son los siguientes, enunciados de acuerdo con la terminología moderna:

1.—Los elementos químicos están constituidos por partículas de **materia muy pequeñas llamadas átomos**, que se mantienen indivisibles en los cambios químicos.

El **átomo** es la mínima partícula de un elemento que puede intervenir en un cambio químico.

2.—Cada átomo tiene una cierta masa definida y los átomos de un elemento determinado tienen todos ellos la misma masa.

3.—Los átomos se combinan en relaciones numéricas sencillas; por ejemplo: 1 átomo A + 1 átomo B; 1 átomo A + 2 átomos B; 2 átomos A + 1 átomo B; 2 átomos A + 2 átomos B; etc.

A estos grupos de átomos los llamamos actualmente **moléculas** de acuerdo con el concepto de AVOGADRO, y se considera que la uniformidad de propiedades de un cuerpo compuesto se debe a que todas las moléculas son idénticas en el número de átomos que las forman y en su masa.

Así por ejemplo, de acuerdo con esta teoría, el agua está formada de moléculas iguales, cada una de las cuales está constituida por dos átomos de hidrógeno (**H**) y uno de oxígeno (**O**), por eso la fórmula del agua es  $\text{H}_2\text{O}$ .

El agua sí se puede descomponer en sustancias más sencillas (analizar) y hacerse a partir de sustancias más sencillas (sintetizar), pero ni el hidrógeno ni el oxígeno se pueden analizar ni sintetizar. Por eso se dice que el agua es un **compuesto**, mientras que el hidrógeno y el oxígeno son **elementos**, y a las partículas que los forman se les llama átomos. (En rigor, tanto en el hidrógeno como en el oxígeno, en estado de gases, los átomos se encuentran agrupados por parejas, formando moléculas, pero de esto nos ocuparemos más adelante.)

Cabe advertir que ni los átomos (las partículas más pequeñas) ni las moléculas (los agregados de átomos) se han podido observar directamente, aun con los microscopios más poderosos. Con todo, el microscopio electrónico sí permite observar y registrar fotográficamente **moléculas gigantes**.

El diámetro de un átomo es de  $10^{-8}$  cm, el diámetro de las moléculas gigantes es miles de veces mayor que el de una molécula diatómica, cuyo diámetro es de alrededor de  $3 \times 10^{-8}$  cm.

## B.—Estructura del átomo.

Por procedimientos que no podemos detallar aquí, se han podido examinar uno tras otro todos los elementos químicos, encontrándose que cada elemento está formado de partículas pequeñísimas, todas ellas iguales entre sí para un elemento dado, partículas que se llaman *átomos* del elemento en cuestión. Se ha encontrado además que esos átomos no son indivisibles (como parece indicarlo su nombre, nombre que se le dio en épocas pasadas, cuando no se sabía que el átomo sí es divisible), sino que tienen la estructura que se explica en la página siguiente.

Existen al alcance del hombre 90 clases de átomos, los cuales, al reunirse entre sí de diversas maneras y en diversas cantidades, forman todos los cuerpos que nos rodean, y forman probablemente toda la materia del Universo: la Tierra, el Sol, las estrellas, las nebulosas.

Nos formaremos una idea de la pequeñez de los átomos indicando que se ha podido "pesar" el más pequeño de los átomos conocidos, el de hidrógeno, encontrándose que su masa es de

0.000 000 000 000 000 000 00167 gramos.

No hay balanza que pueda medir una masa tan pequeña, pero sin embargo, los químicos y los físicos han llegado a este resultado con toda certidumbre. Y se ha podido medir también la masa de los átomos de todos los demás elementos.

NOTA: Es pertinente aclarar, de una vez por todas, la forma como en química se usan las palabras *masa* y *peso*.

Los conceptos respectivos, tomados de la física, son los que se indican en el vocabulario.

Ahora bien, al pesar los cuerpos, en el laboratorio, lo que realmente se trata de obtener es la cantidad de materia (*masa*) y no la fuerza que sobre un cuerpo determinado produzca la Tierra en diferentes sitios. Sin embargo, como la manipulación que se efectúa en el laboratorio es una *pesada*, después de hacerla se dice *el cuerpo tal pesa tantos gramos*, cuando en realidad debería decirse *su masa es de tantos gramos*.

Por este motivo se usan a veces las palabras *peso* y *masa* indistintamente, como si fueran equivalentes. Es por eso que, aunque más adelante se definirán los conceptos precisos de *masa atómica* y *masa molecular*, no obstante, en la

## VOCABULARIO

**MASA DE UN CUERPO.**—Cantidad de materia que tiene. Se mide en kilogramos o en gramos. La masa es invariable con la altitud y la latitud.

**PESO DE UN CUERPO.**—Fuerza de atracción que le produce la Tierra y en virtud de la cual cae hacia el suelo. Se

mide en kiloponds (o kilogramos peso, o kilogramos fuerza).

El peso de los cuerpos es tanto más grande cuanto mayor es su masa y varía con la latitud y la altitud. (Véase en la pág. 168 una nota con respecto a las palabras *masa* y *peso*.)

## e) Concepto de átomo y su estructura

práctica, suele decirse *peso atómico* y *peso molecular*, pero ello no implica un error de concepto, sino una costumbre muy arraigada, que en todo caso no es peligrosa, como lo sería en física, en cuyo estudio no debe confundirse la masa con el peso.

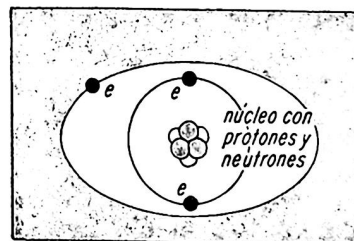
Finalmente, en química elemental el uso indistinto de *peso* y *masa* no conduce a errores en los problemas ni a confusión de las ideas.

La palabra **átomo** quiere decir "que no se puede cortar", con lo cual queremos decir que es la mínima porción de materia que interviene en los fenómenos químicos.

Pero la Física ha podido llegar más adelante que la Química y ha encontrado que cada uno de los átomos de los 90 elementos conocidos está constituido por tres tipos de partículas agrupadas de muy diversas maneras: unas partículas con carga eléctrica positiva, otras con carga eléctrica negativa y otras sin carga eléctrica, como se indica en la Fig. 1.

El átomo de cualquier elemento está formado por una porción central llamada **núcleo** y al exterior un conjunto de electrones en diversos niveles de energía. Alrededor del núcleo, cargado positivamente, se mueven los electrones, cargados negativamente. El núcleo y los electrones están ligados entre sí mediante grandes energías de cuyo estudio se ocupan los físicos.

Y todavía hay más, el núcleo mismo es una estructura compleja formada por protones y neutrones que encierran entre sí la fabulosa energía



● Partículas negativas = electrones.

⊕ Partículas positivas = protones.

○ Partículas sin carga = neutrones.

Fig. 1.—Representación esquemática de un átomo.

## VOCABULARIO

**NUCLEO.**—Parte central de un átomo, cargada de electricidad positiva y que contiene además partículas sin carga, excepto en el hidrógeno. El número de partículas positivas que tiene el núcleo determina cuántas partículas negativas se mueven en torno de dicho núcleo.

nuclear o energía atómica, cuyos efectos increíblemente poderosos apenas comenzaron a utilizarse en grande escala, al terminar la Segunda Guerra Mundial (1939-1945).

La masa de los neutrones es casi igual a la de los protones, la de los electrones es despreciable en comparación con la masa de protones y neutrones.

El átomo más sencillo es el del hidrógeno, que sólo tiene un protón en su núcleo, y por eso es el más ligero de los átomos y se podría pensar en tomarlo como unidad para comparar la masa de los átomos de los demás elementos. Así un átomo con 4 partículas en su núcleo tendría una masa 4 veces mayor que el del hidrógeno. Sin embargo, por razones prácticas, durante mucho tiempo se aceptó como unidad no la masa del átomo de hidrógeno sino la dieciseisava parte de la masa atómica del oxígeno. En años recientes se ha aceptado como término de comparación la masa de un cierto átomo de carbono que se llama *carbono doce*, y entonces la unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa de ese átomo.

*C.—Resumen sobre la masa de los átomos y la masa de las moléculas.*

- 1°—Se ha establecido que átomo es la partícula más pequeña de un elemento que puede tomar parte en fenómenos químicos.
- 2°—La molécula es la porción más pequeña que se puede obtener de ciertos cuerpos compuestos, o bien es la unión de dos o más átomos de ciertos cuerpos simples. O en otra forma: es la porción más pequeña de una sustancia que puede existir libre y que tiene las propiedades de esa sustancia (especialmente las propiedades químicas). Sin embargo, hay que tener en cuenta que existen moléculas formadas por átomos solos, como son las moléculas de los gases nobles: argón, criptón, etc. Se llama atomicidad de una molécula al número de átomos que la forman.

Así pues, hay moléculas monoatómicas: Ne, Ar, Kr, etc.  
 moléculas diatómicas: I<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CO, etc.  
 moléculas triatómicas: H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, etc.  
 moléculas poliatómicas: AgNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KMnO<sub>4</sub>, etc.

### VOCABULARIO

**NIVEL DE ENERGÍA.**—Los electrones de un átomo se encuentran en diversas posiciones con respecto al núcleo, y según sea su posición, la energía que disponen es más o menos grande. A cada una de esas posiciones corresponde un nivel de energía.

El nivel de energía más alejado del centro puede tener como máximo 8 electrones. Se llama nivel de valencia.

A los niveles de energía se les llama a veces capas, cortezas o anillos de electrones.

El nombre correcto de esos niveles es: *nivel cuántico de energía*.

**ENERGÍA NUCLEAR.**—Energía encerrada en el núcleo de los átomos. Se le llama también, en forma imprecisa, *energía atómica*.

Así el hidrógeno molecular se representa H<sub>2</sub>, porque su molécula está formada de dos átomos. El oxígeno se representa O<sub>2</sub> por la misma razón.

El cloruro de sodio se forma por la unión de átomos de cloro cargados eléctricamente y átomos de sodio cargados eléctricamente y se representa Na<sup>+</sup> Cl<sup>-</sup> o bien NaCl *convencionalmente*, pues no forma moléculas.

Tanto las moléculas como los átomos tienen cierto peso:

la masa de un átomo de hidrógeno es  $\frac{1.67}{1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000}$  gramos.

Ese es el átomo más ligero de todos los elementos. Hay átomos de masa 4 veces mayor, 40 veces mayor, 108 veces mayor, etc. El de mayor masa de todos los átomos naturales (el de uranio U) tiene una masa equivalente a la de 238 átomos de hidrógeno (todas las cifras anteriores son en números redondos).

Por otra parte, se ha dicho que *cada átomo está formado por un núcleo de gran masa rodeado de electrones*.

La masa de los electrones es despreciable comparada con la de las partículas que forman el núcleo, de manera que **por el momento haremos caso omiso de los electrones** al hablar de las masas de los átomos.

En la Fig. 2 se representa esquemáticamente el núcleo de los primeros elementos de la *Tabla de clasificación periódica* (véase el final del libro).

Se ha indicado en la figura cuántos protones y cuántos neutrones tiene cada núcleo. Como ambas partículas tienen casi la misma masa, resulta

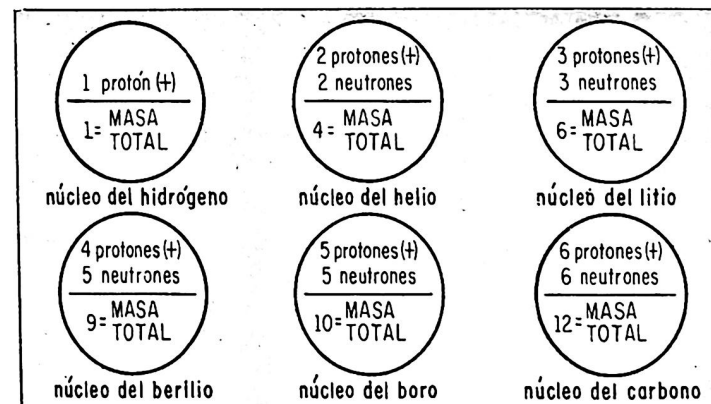


Fig. 2.—Representación esquemática de la constitución del núcleo de los átomos de algunos elementos (la masa total aproximada está en unidades convencionales, no en gramos o submúltiplos del gramo).

que, en comparación con la masa de un protón, la masa total es la suma de las masas de las partículas constitutivas o sea

$$\text{masa total} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones.}$$

Al número de protones se le llama **número atómico** del elemento de que se trate.

Para medir las masas de los átomos se ha convenido en usar una unidad especial, no el gramo, ni el miligramo siquiera, porque la masa de cada átomo es muchos trillones de veces menor que la masa de un miligramo; esa unidad es la que indicamos a continuación.

Puesto que el núcleo del hidrógeno tiene la masa más pequeña de todos los núcleos, y puesto que la masa del núcleo del elemento natural de mayor masa es unas 238 veces más grande que la masa del núcleo de hidrógeno, ¿qué unidad conviene usar para medir las masas de los átomos? —Desde luego se ocurre pensar en aceptar la masa del núcleo de hidrógeno como unidad. Y así se ha hecho, salvo una pequeña variación que se mencionó en la pág. 38 relativa a que se toma como unidad la doceava parte de la masa del átomo del carbono doce. Es con esa unidad como se han expresado las masas aproximadas de los núcleos de la Fig. 2.

Aceptada esta unidad para medir la masa atómica, analizaremos la Tabla de clasificación de los elementos (págs. 56 y 57).

A un lado del símbolo de cada elemento se ha consignado la masa atómica: anotemos a continuación las masas atómicas de algunos elementos:

H .....	1.00797	S .....	32.064
O .....	15.9994	Ca .....	40.08
Cl .....	35.453	K .....	39.102
C .....	12.01115	Fe .....	55.847
Na .....	22.9898	Sn .....	118.69 <sup>(1)</sup>

Examinando estos valores vemos que, con todo rigor, ni el hidrógeno se tomó con una masa exactamente 1.0000 ni las masas de los demás átomos son exactamente múltiplos de la masa del hidrógeno. La explicación está, (a) por una parte, en que cada elemento es una agrupación de átomos ligeramente diferentes llamados **isótopos** (véanse mayores explicaciones en la pág. 58) y, (b) por otra parte, en que en realidad se tomó como átomo de comparación no el C de la tabla anterior, sino el isótopo llamado **carbono 12** que no debe confundirse con el C de la tabla anterior: el de esta tabla es una mezcla de diversos isótopos, mientras que el C<sub>12</sub> es uno solo de esos isótopos). A ese átomo de comparación se le asignó arbitrariamente una masa 12.0000 y a partir de este valor se obtuvo en el laboratorio la masa atómica de los demás elementos.

<sup>(1)</sup> Al principio del libro se consigna una Tabla de las masas atómicas de todos los elementos, ordenados alfabéticamente. (Páginas 2 y 3.)

Sin embargo, en números redondos se puede considerar que la **unidad es la masa del átomo del hidrógeno** y que como los núcleos de los elementos están formados de partículas de masas iguales a la del hidrógeno, la masa atómica es aproximadamente la suma de los números de partículas nucleares según se ha representado en la figura 2. Según esto:

masa atómica del hidrógeno = 1 (aproximadamente),

„ „ „ carbono = 12 (aproximadamente), etcétera.

#### D.—Núcleo y electrones.

La manera racional y científica de clasificar los 105 elementos químicos es ponerlos en el orden de sus números atómicos, o sea del número de **protones** (partículas positivas que tienen en su núcleo).

El núcleo contiene además un cierto número de **neutrones** (partículas neutras).

Ahora bien, los átomos en las condiciones normales se encuentran en estado neutro, lo cual proviene de que alrededor del núcleo, cargado positivamente, se mueven partículas electrizadas negativamente (los electrones): uno por cada protón nuclear, neutralizando así su carga (Figs. 3 y 4).

Así pues, el número de electrones es igual al número de protones nucleares.

Los electrones tienen una masa 1837 veces más pequeña que la de los protones y neutrones, o sea casi despreciable, y por eso no nos hemos ocupado de ellos hasta aquí, pero más adelante trataremos de ellos porque el papel que desempeñan en la Química es importantísimo.

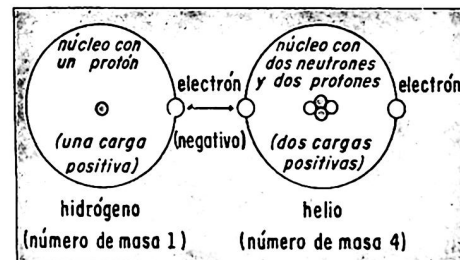


Fig. 3.—Estructura del átomo de H y del átomo de He.



Fig. 4.—Estructura de un átomo de carbono.

Alrededor de los núcleos de cada uno de los 105 átomos que se han identificado, los electrones están distribuidos de una manera determinada, siempre la misma para cada átomo, y que consiste en una serie de niveles de energía (ver figuras 3 y 4).

Algunos electrones están muy cerca de su núcleo, siempre a la misma distancia media, y otros están muy lejos, así como unos planetas están muy cerca y otros muy lejos del Sol.



## FENÓMENOS FÍSICOS Y QUÍMICOS. PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS. COMPUESTOS Y MEZCLAS.

### a) Fenómenos físicos y fenómenos químicos. Fenómenos organolépticos y fisiológicos.

Se dice que un cuerpo experimenta un *fenómeno físico* si los cambios que experimenta no alteran la composición de la sustancia que constituye dicho cuerpo. Se dice que un cuerpo sufre un *fenómeno o cambio químico* o reacción química cuando se alteran por completo sus propiedades y se forma una *sustancia diferente*.

A veces no son muy notables las diferencias entre los fenómenos físicos y los fenómenos químicos, por lo menos al considerar superficialmente las circunstancias que en ellos intervienen.

Se aclararán las diferencias entre fenómenos físicos y fenómenos químicos indicando algunas de sus características más importantes.

#### A.—Fenómenos físicos.

Al ocurrir estos fenómenos *no se forman nuevas sustancias*: A veces solamente hay elevación o reducción de temperatura o bien cambio de estado (fusión o evaporación) y en tal caso no hay cambio de temperatura. Los cambios mencionados se pueden efectuar a la inversa fácilmente alterando, en forma conveniente, las condiciones anteriores. Ejemplos de fenómenos físicos son el paso de una corriente por un alambre, la presión de un gas en un depósito, la solidificación del agua, etc.

#### B.—Fenómenos químicos.

En estos fenómenos se *obtienen nuevas sustancias* con diferentes propiedades. Ordinariamente hay desprendimiento de calor (a veces absorción de calor), y a veces desprendimiento de luz (como en el caso de la combustión). Esos cambios ordinariamente no se pueden invertir fácilmente por una simple alteración de las condiciones externas (a menos que el sistema se encuentre en lo que se llama estado de equilibrio). Cuando intervienen varias sustancias en la reacción o cuando se producen varias sustancias como consecuencia de una reacción, la masa total no cambia como consecuencia de la reacción.

Para que reaccionen químicamente los gases, ordinariamente, se requiere calentarlos, y para que reaccionen los sólidos, ordinariamente, se requiere disolverlos y, algunas veces, fundirlos. Sin embargo, hay reacciones que ocurren pulverizando y comprimiendo, en un mortero, ciertas sustancias.

### b) Propiedades físicas y químicas

En muchos casos las reacciones químicas progresan rápidamente con un ligero calentamiento.

Ejemplos de fenómenos químicos son un cerillo que se enciende, la oxidación de un clavo de hierro abandonado a la intemperie, el efecto de un ácido sobre ciertos metales, etc.

#### C.—Fenómenos organolépticos.

Reciben este nombre los fenómenos en cuya percepción intervienen los órganos de los sentidos, en especial el olfato y el gusto. A este respecto el estudiante nunca debe usar su propio criterio sino preguntar previamente a su profesor, pues hay gases tóxicos que pueden producir daños muy graves y sustancias que son extraordinariamente venenosas, aun probadas en cantidades muy pequeñas.



#### D.—Fenómenos fisiológicos.

Hay ciertas sustancias que producen efectos diversos en el organismo humano como consecuencia de que entran en reacción química con algunas partes del cuerpo. Se puede decir entonces que producen fenómenos fisiológicos.

Los fenómenos organolépticos ordinariamente se clasifican dentro de los fenómenos físicos, pero son más bien fenómenos químicos, como lo pone de manifiesto, por ejemplo, el hecho de que los gases inertes que no reaccionan químicamente no tienen olor ni sabor, mientras que otros gases que sí reaccionan, sí tienen olor o sabor.

Hay algunos fenómenos fisiológicos que producen efectos extremos, por ejemplo el cloro, que tiene olor intenso, afecta químicamente a tal grado las mucosas del organismo que puede producir la muerte.

En este sitio tenemos que limitarnos a una breve mención de los fenómenos fisiológicos, pero en el desarrollo del libro se irá insistiendo al respecto en los sitios pertinentes.

### b) Propiedades físicas y propiedades químicas.

#### A.—Generalidades.

Se llaman propiedades de un cuerpo aquellas características que permiten distinguirlo de otro cuerpo.

Hay dos fenómenos físicos que tienen características tan bien definidas que permiten distinguir, con toda seguridad, unos cuerpos de otros, según sus comportamientos respectivos. Son el cambio de estado de sólido a

## VOCABULARIO

**INERTE.**—Se llama así a un elemento químico que tiene poca tendencia a unirse con otros.

líquido y el cambio de estado de líquido a vapor. Los diferentes cuerpos efectúan esos cambios a diferentes temperaturas, que se llaman temperaturas de fusión y de ebullición, respectivamente.

Si las temperaturas de fusión y de ebullición de un cuerpo permanecen constantes durante el cambio de estado físico se dice que ese cuerpo es un cuerpo puro o sustancia o especie química. Así, por ejemplo, el agua pura en estado sólido pasa al estado líquido siempre a la temperatura de 0°C y el agua líquida entra en ebullición siempre a la temperatura de 100°C (cuando el ambiente en que se encuentra tiene determinadas condiciones).

Otras propiedades físicas, muy importantes para distinguir unas sustancias de otras se enumeran en la página siguiente.

Se llama **reacción química** el proceso en virtud del cual se convierten unas sustancias en otras sustancias. Por ejemplo, al quemar un pedazo de carbón se efectúa una reacción entre la sustancia llamada carbono y la sustancia llamada oxígeno, que forma parte del aire. Como consecuencia de esa reacción se produce una nueva sustancia, que es un gas llamada dióxido de carbono. Acompaña a esta reacción el desprendimiento de energía calorífica. Además, después de quemarse el carbón ordinario queda un residuo, usualmente llamado ceniza, que proviene de diversas impurezas que contiene el carbón.

Se llaman **propiedades químicas** de una sustancia aquellas propiedades relacionadas con la forma como participa la sustancia en las reacciones químicas.

Indicado lo anterior, comprenderemos mejor lo que queríamos dar a entender cuando decíamos que la *Química es el estudio de las sustancias, de su estructura, de sus propiedades y de sus reacciones*. (Véase pág. 25.)

### B.—Propiedades físicas.

Las principales propiedades físicas que distinguen unas sustancias de otras son:

### VOCABULARIO

**PESO ESPECÍFICO DE UN CUERPO.**—Peso de un decímetro cúbico del cuerpo. Se expresa en  $\frac{\text{kilopond}}{\text{dm}^3}$  o en  $\frac{\text{kilogramo fuerza}}{\text{dm}^3}$ .

**DENSIDAD ABSOLUTA O MASA ESPECÍFICA DE UN CUERPO.**—Masa

de la unidad de volumen de un cuerpo.

Se expresa en  $\frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$  o en  $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ .

**DENSIDAD RELATIVA.**—Es un número abstracto que indica cuántas veces mayor es la densidad de un cuerpo que la del agua. (Para los gases la densidad relativa se expresa con respecto al aire.)

*Densidad o masa específica.*

*Punto de fusión del sólido.*

*Punto de ebullición del líquido.*

*Índice de refracción.*

*Color.*

*Dureza.*

*Maleabilidad*

*Ductilidad.*

*Fragilidad.*

*Brillo o lustre.*

*Calor específico.*

*Conductividad térmica.*

*Conductividad eléctrica.*

*Propiedades magnéticas.*

**Solubilidad**, o sea la mayor o menor facilidad de disolverse en un líquido (por ejemplo el azúcar se disuelve en el agua, la grasa se disuelve en el alcohol, etc.).

Si entre las propiedades físicas se consideran las organolépticas, habrá que mencionar además del *color*, el *sabor*, *olor* y *tacto*.

### C.—Propiedades químicas.

1. Mayor o menor facilidad para *descomponerse en otras sustancias* bajo la acción del calor, o *espontáneamente*.

2. Tendencia a *unirse con alguna otra sustancia* para formar otra u otras nuevas, ya sea espontáneamente o excitada por el calor.

3. Mayor o menor facilidad de *entrar en combustión* (por ejemplo un pedazo de madera que se pone al fuego, un poco de alcohol al que se le acerca una llama, un cerillo que se enciende al frotarlo, etc.), o sea la mayor o menor facilidad para reaccionar con el oxígeno del aire.

4. Por otra parte, el objeto del estudio de la Química es precisamente el estudio de las propiedades químicas de elementos y compuestos, o sea de las reacciones que entre ellos ocurren.

### D.—Cambios de estado.

Los cambios de estado son fenómenos físicos muy importantes para identificar, con toda precisión, la naturaleza de los cuerpos.

El paso de sólido a líquido se llama **fusión** y el de líquido a sólido, **solidificación** o **crystalización**. El paso de líquido a vapor se llama **vaporización** y el de vapor a líquido, **condensación**. La transformación de un gas en líquido se llama **licuefacción**. Finalmente, hay algunos sólidos que sin pasar por el estado líquido pasan al estado de vapor directamente, llamándose **sublimación** ese fenómeno; el fenómeno inverso podría llamarse **crystalización** o **condensación**: no es recomendable llamarlo sublimación (como tampoco sería recomendable llamar fusión a la solidificación).

La licuefacción de un gas se efectúa como sigue: según se explica en Física, las moléculas de un gas se encuentran muy separadas entre sí y moviéndose continuamente en todas direcciones. Al ir enfriándose el gas, va perdiendo energía cinética o de movimiento hasta que llega un momento en que al pasar una molécula cerca de otra, lo hace con tal lentitud que la fuerza de atracción que obra entre las moléculas hace que

se junten. Al ir pasando más y más moléculas lentas en la vecindad, se van reuniendo y quedando en forma de líquido. Si se prosigue quitando calor al gas, llega un momento en que queda totalmente en estado líquido.

Si al líquido se le sigue enfriando, o sea, extrayéndole energía, disminuye todavía más la energía cinética de sus moléculas. Al ir perdiendo las moléculas su facultad de trasladarse de un lugar a otro del líquido, debido a su escasa velocidad, llega un momento en que el líquido comienza a transformarse en sólido, o sea que las moléculas se quedan fijas, en ciertas posiciones, unas con respecto a otras. O para ser más preciso, las moléculas no quedan completamente fijas, sino vibrando, pero sin cambiar de lugar entre sí. Podríamos comparar el estado de las moléculas del sólido al de las personas que están sentadas en las butacas numeradas de una sala de espectáculos, que pueden moverse en su sitio, pero no pueden cambiarse de un lugar a otro. Al solidificarse un líquido toma la forma cristalina, o sea que queda limitado por caras planas que se cortan en aristas rectas y forman ángulos bien definidos. Las formas de esos cristales sirven, en muchos casos, para diferenciar unas sustancias de otras e inclusive, si se pulverizan, el microscopio revela las mismas formas que tenían antes de pulverizarse.

De hecho, es condición inherente a todo sólido que tenga la forma de cristales. Así por ejemplo, el vidrio de ventanas, vasos, etc., observado al microscopio no presenta la forma de cristales (caras planas, aristas y ángulos fijos). Ese vidrio no es un sólido en el sentido estricto de la palabra;

### VOCABULARIO

**MOVIMIENTO MOLECULAR.**—Cada una de las partículas de que están formados ciertos líquidos se llama molécula. Cuando las moléculas escapan por la superficie forman el vapor respectivo. Al estar moviéndose esas partículas de vapor chocan contra las paredes del depósito en que se encuentran y producen en cada centímetro cuadrado la fuerza que se llama presión del vapor.

**EVAPORACION.**—Cambio de estado de líquido a vapor que ocurre en la superficie libre del líquido.

**VAPOR.**—Cuando un líquido se calienta al aire libre se va transformando en vapor. Si el calentamiento prosigue indefinidamente, todo el líquido se transforma en vapor. Si ese vapor se calienta considerablemente, toma el nombre de gas.

**EBULLICION.**—Evaporación que ocurre en el interior de un líquido cuando la temperatura de éste alcanza un valor fijo que se llama temperatura o punto de ebullición.

**GAS.**—Materia formada por moléculas muy separadas que se mueven en el espacio con toda libertad. Cuando un gas se comprime y se enfía suficientemente, se transforma en un líquido. Cuando la temperatura y la presión de ese gas son tales que con pocas calorías que se le quiten se transforma en líquido, ya no recibe el nombre de gas, sino de vapor.

**ENERGIA CINÉTICA O DE MOVIMIENTO.**—La facultad que tiene un cuerpo de hacer trabajo en virtud de estar en movimiento.

es un líquido de viscosidad tan grande que casi no manifiesta cambios de forma más que cuando se calienta un poco.

Como se dijo anteriormente, también ocurren cambios de estado de sólido a líquido y de líquido a gas: al ir calentando un sólido llega un momento en que comienza a transformarse en líquido, cuando la temperatura tiene un valor determinado, que se llama **punto de fusión del sólido** (o punto de **solidificación** del líquido en el proceso inverso).

Si se comunica calor a un líquido, poniéndolo al fuego, la temperatura no se eleva indefinidamente, sino que llega un momento en que, por intenso que sea el fuego, la temperatura se queda estacionaria y toda la energía calorífica comunicada se invierte en transformar al líquido en vapor. A esa temperatura se le llama **punto de ebullición**.

### VOCABULARIO

**CRISTAL.**—Sustancia dura, más o menos transparente, limitada por caras planas que forman entre sí ángulos perfectamente definidos. Se forman cristales en el laboratorio de Química, por ejemplo, al enfriarse una solución concentrada, al evaporarse el líquido disolvente, y de otras maneras. También se encuentran cristales en estado natural en las rocas.

La palabra cristal aplicada a objetos de vidrio fabricados por el hombre no debe confundirse con el término científico cristal.

**VIDRIO.**—Material artificial duro y quebradizo a la temperatura ordinaria, que se emplea en ventanas, vasos, botellas, etc.; hay un tipo especial de vidrio que se llama cristal, pero no es a esa clase de cristal a la que se hace referencia cuando en Química se habla de un cuerpo cristalino. Un cristal, en Química, es un verdadero sólido, mientras que el vidrio común es un líquido muy viscoso que basta calentar un poco para que presente las características de líquidos como agua, miel, petróleo, chapote, asfalto, etc.

**VISCOSIDAD.**—Propiedad que tiene un líquido que determina la mayor o

menor facilidad de escurrir. Así por ejemplo, el agua es poco viscosa, la miel o el atole son muy viscosos; el petróleo es viscoso, el chapote es más viscoso, el asfalto todavía más y el vidrio es tan viscoso que sólo calentándolo puede deformarse y escurrir.

**TEMPERATURA.**—La temperatura determina si un objeto está más caliente que otro. Temperatura es la medida de la energía cinética individual (o energía cinética media) de las moléculas de un cuerpo. Se mide con un termómetro y la unidad es el grado Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ).

**ENERGIA CALORÍFICA.**—Se dice que a un cuerpo se le da calor o energía calorífica cuando se pone al fuego de un mechero, estufa, hornilla, etc., o cuando se pone en contacto con otro cuerpo que está a mayor temperatura, o en general cuando se le aumenta la energía cinética total de sus moléculas.

En cambio, se dice que un cuerpo desprende calor o que pierde energía calorífica cuando se mete en un refrigerador, o se pone en contacto con otro cuerpo a menor temperatura, o, en general, cuando se le quitan calorías y por consiguiente se reduce la cantidad total de energía cinética de sus moléculas.

## c) Cuerpos simples y cuerpos compuestos. Mezclas.

Ciertos *cuerpos puros* o *sustancias* pueden separarse a su vez en porciones diferentes unas de las otras, tanto en sus propiedades físicas como en sus propiedades químicas. Tales cuerpos puros, que por medio de procesos especiales se pueden descomponer en otros, se llaman *cuerpos compuestos* (ver también la pág. 53).

Por el contrario hay otros cuerpos puros que nunca se han podido separar al someterlos a los procesos físicos y químicos de que se vale la química. Esos cuerpos puros se llaman *cuerpos simples* o *elementos*.

En la actualidad se conocen 90 elementos y más de 400 000 compuestos. Esos 90 elementos son los que existen a nuestro alcance en la Naturaleza, pero además de ellos el hombre ha podido fabricar 15 elementos, no por métodos físicos y químicos acostumbrados desde siglos pasados, sino por métodos de Física Nuclear no conocidos sino hasta el presente siglo.

Es indispensable distinguir entre *compuestos químicos* y *mezclas*. Después precisaremos algunos ejemplos, definiciones y métodos de laboratorio y página 53).

La materia que encontramos en la naturaleza, como el agua de mar, el petróleo, el aire, las rocas, a menudo son mezclas complejas de sustancias químicas. Análogamente los productos obtenidos en las industrias también son ordinariamente mezclas complejas de sustancias sencillas. Para facilitar su estudio el químico comienza por extraer de esas mezclas complejas los diversos cuerpos puros que las constituyen, efectuando la operación que se llama *análisis inmediato*.

## A.—Mezclas heterogéneas.

En ciertos casos un examen superficial de una porción de materia que se estudia hace ver inmediatamente que se trata de una mezcla. Si miramos por ejemplo un pedazo de piedra fácilmente se distinguen en él partículas de diferente color o de distinto tamaño o consistencia. Análogamente, si examinamos al microscopio pólvora negra distinguiremos granos de carbón, azufre y nitrógeno.

La piedra y la pólvora negra son *mezclas heterogéneas*.

## B.—Mezclas homogéneas.

Hay muchos cuerpos cuyas partes son idénticas y sin embargo deben considerarse como mezclas. Por ejemplo, el agua de mar, al evaporarse, deja un depósito sólido constituido por los cuerpos que estaban disueltos

## VOCABULARIO

DESCOMPONERSE UNA SUSTANCIA.—Se dice que se descompone un compuesto químico cuando se separan las partes que lo forman.

en el agua, residuo que se llama sal marina y que está constituido principalmente por cloruro de sodio. Por el proceso físico llamado destilación del agua de mar se puede recoger el agua destilada o agua pura (Fig. 6). Por consiguiente el agua de mar es una mezcla formada principalmente por agua y cloruro de sodio. Decimos que es una mezcla homogénea porque la observación directa, no permite, ni siquiera al microscopio, distinguir los diversos cuerpos puros contenidos en el agua de mar.

Llamamos *mezcla* toda materia que, por los procedimientos de análisis inmediato, se separa en varios productos de propiedades diferentes cuya reunión por métodos físicos reconstituye la materia primitiva.

Toda sustancia que no se puede separar y reconstituir en esa forma es una *especie química* o *cuerpo puro* o *sustancia*.

## C.—Características de los cuerpos puros.

Un cuerpo puro tiene propiedades perfectamente definidas las cuales son independientes del origen del mismo y de las operaciones que se hayan efectuado para obtenerlo.

## D.—Ley de las proporciones constantes o proporciones definidas o ley de Proust.

En la Práctica 3 (pág. 68) se explica cómo *mezclar* hierro y azufre. Se puede repetir esa Práctica tomando cantidades variables de hierro y de azufre que se *mezclan* cuidadosamente. Se *mezclan* y se separan con la misma facilidad, cualesquiera que sean los pesos de hierro y azufre.

No ocurre lo mismo al efectuar el experimento 7 de la Práctica N° 2 (pág. 65) en el cual se obtiene una *combinación química al calentar una mezcla* de 7 g de hierro con 4 de azufre para obtener 11 g de sulfuro de hierro II. Si se cambian las proporciones, por ejemplo 7 g de hierro con 6 g de azufre se formarán nuevamente 11 de sulfuro ferroso (que se escribe simbólicamente  $\text{FeS}$ ) y quedarán libres, sin combinarse con el hierro 2 g de azufre (en rigor la temperatura puede elevarse lo suficiente como para que el azufre se combine con el oxígeno del aire, pero no con el hierro, que es la reacción que estamos considerando). O bien si se trata de combinar 8 g de hierro y 4 g de azufre se obtendrán 11 g de  $\text{FeS}$  y quedará 1 g de hierro sin combinarse con el azufre.

## VOCABULARIO

PROPORCION.—En matemáticas se dice que dos magnitudes guardan una proporción constante cuando ambas varían en la misma forma. Por ejemplo, la cantidad de dinero que gana una persona está en proporción con el número de días que trabaja, o dicho de otra manera, el dinero que recibe la persona y el tiempo que trabaja están siempre en la misma proporción.

Haciendo muchos experimentos similares se obtiene:

7 g de Fe con 4 g de S dan 11 g de FeS  
 7 g de Fe con 6 g de S dan 11 g de FeS y los 2 g de S restantes no se combinan con el hierro.  
 8 g de Fe con 4 g de S dan 11 g de FeS y 1 g de Fe restante no se combina con el azufre.  
 14 g de Fe con 8 g de S dan 22 g de FeS y no sobra nada.  
 21 g de Fe con 12 g de S dan 33 g de FeS y no sobra nada.  
 28 g de Fe con 16 g de S dan 44 g de FeS y no sobra nada.

Se ve que al duplicar, triplicar, etc., el peso de hierro, se tiene que duplicar, triplicar, etc., el peso de azufre, para que no sobre ni falte ninguno de ellos.

En general

los pesos de las sustancias que se combinan para formar un compuesto dado, están siempre en la misma proporción.

Esta es la ley de Proust o ley de las proporciones constantes o proporciones definidas.

En forma semejante, si se mezclan una parte, en peso, del gas hidrógeno (que corresponde a 2 volúmenes) y 8 partes del gas oxígeno (que corresponde a 1 volumen) y se hace explotar la mezcla de gases, se convierte totalmente en agua (que aparecerá en estado de vapor o en estado líquido, según sea la temperatura del depósito en que se efectúe el experimento). Pero si se ponen, por ejemplo, 1 parte de hidrógeno (en peso) y 9 de oxígeno, después de explotar queda una parte de oxígeno intacta, o sea que esos gases se combinan siempre en la proporción de 1 a 8 en peso.

**EXPERIMENTO 1.** Para separar los cuerpos sólidos en suspensión que tiene una muestra de agua enturbada con barro, se filtra usando papel filtro y un embudo (Fig. 14, pág. 68). El agua pasa y el filtro detiene la arcilla.

**EXPERIMENTO 2.** Hay otros casos en los que se puede separar un sólido de un líquido dejando simplemente que se deposite el sólido en el fondo



Fig. 5.—Decantación de agua turbia.

del vaso en virtud de su propio peso y vaciando después el líquido; ese proceso se llama **decantación** (Fig. 5). Por el mismo procedimiento se pueden separar dos líquidos de distinta densidad y que no se mezclan entre sí. Por ejemplo, agua y cloroformo: el cloroformo va al fondo y se puede extraer mediante un tubo conectado por abajo y que tenga una llave para ir sacándolo lentamente (embudo separador, véanse las láminas de material de laboratorio al final del libro).

**EXPERIMENTO 3.** Con el dispositivo de la Fig. 6 se puede separar, por **destilación**, un líquido del sólido que contiene disuelto. Se ha representado un frasco con agua salada, que se pone a hervir. Los vapores se condensan en contacto con un tubo que contiene agua fría y las gotitas que van cayendo ya no tienen sal.

Dos líquidos se pueden separar también por **destilación**, cuando tienen diferentes puntos de ebullición; este procedimiento consiste en lo siguiente: al calentar se conducen los vapores a un tubo refrigerante que se enfía mediante una contracorriente de agua fría (Fig. 7). Los vapores se condensan allí y se reciben después en un recipiente adecuado, quedando el líquido de mayor punto de ebullición en el depósito en el que estaba la mezcla. El líquido evaporado y condensado se llama **destilado**.

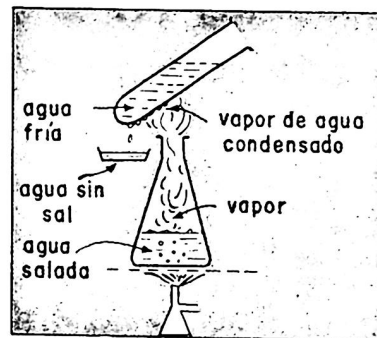


Fig. 6.—Separación de un sólido y un líquido por destilación.

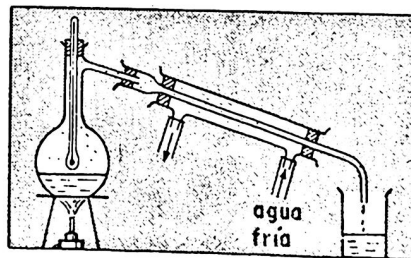


Fig. 7.—Aparato para destilación de líquidos.

**EXPERIMENTO 4.** En un vidrio de reloj se pone una mezcla de arena fina y yodo. Para calentar el conjunto suavemente se pone en una vasija llena de arena (por ejemplo, una cazuela) que se calienta por debajo con un mechero. Antes de calentar la mezcla de arena y yodo, se tapa con un vidrio de reloj y al ir elevando su temperatura se sublima el yodo, formando vapores violetos que se depositan en forma de cristales pequeñísimos en la tapa de vidrio. De esa manera quedan separados los dos sólidos. El dispositivo de la Fig. 8 se usa con un objeto semejante.



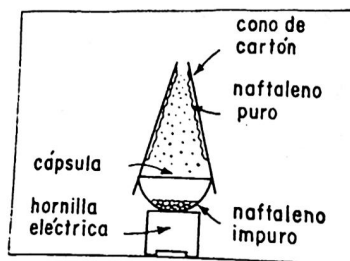


Fig. 8.—Sublimación del naftaleno.

sulfato cúprico se separa por evaporación del líquido que pasó por el filtro (el filtrado).

**EXPERIMENTO 6.** El siguiente experimento pone de manifiesto cómo es posible obtener los constituyentes de un compuesto por la acción del calor. En el fondo de un tubo de ensayo se pone óxido mercuríco, que es un polvo rojo cristalino. Colocando el tubo muy inclinado, se calienta su fondo con el mechero. Al cabo de un rato se ensaya el gas que sale por la boca acercándole una astilla ligeramente encendida. Se observa que la astilla se quema con gran brillo, lo que prueba que el gas que sale es oxígeno.

Al mismo tiempo se observa que en el extremo superior del tubo (donde se encuentra frío), se va depositando un anillo grisáceo. Si se frota después el anillo con una varilla de vidrio se forman gotitas plateadas (mercurio).

De este experimento se deduce que la sustancia ensayada es un compuesto que contiene oxígeno y mercurio.

Se dice que se ha hecho el análisis del óxido de mercurio II.

**EXPERIMENTO 7.** Este experimento nos permite separar los componentes de una mezcla por cristalización:

En un vidrio de reloj se pone arena y cloruro de sodio NaCl (sal de cocina); mezclar bien ambas sustancias. Una vez efectuado lo anterior tendremos una mezcla que no puede separarse fácilmente por medios mecánicos. A continuación pasar la mezcla a un tubo de ensayo y agregar agua. La sal se disuelve en el agua y la arena se puede entonces separar fácilmente por filtración. La solución que queda después de la filtración se va calentando lentamente de manera que el agua se vaya evaporando. Al cabo de un tiempo, cuando se haya evaporado la mayor parte del agua se empezará a ver un sólido, que son los cristales de NaCl que se había disuelto.

**EXPERIMENTO 5.** Se hace una mezcla de 4 gramos de sulfato cúprico y 2 gramos de azufre, se echa en 40 cm<sup>3</sup> de agua y se calienta. El sulfato cúprico se disuelve, pero el azufre es insoluble en el agua. Se echa la solución en un embudo con papel filtro, colocado sobre un vaso, recibiendo el filtrado de sulfato cúprico en el vaso. En el papel filtro queda el residuo insoluble.

El azufre se puede recuperar secando el papel cuidadosamente; el

### E.—Resumen de la clasificación de la materia.

El siguiente cuadro sinóptico es un resumen de la clasificación de la materia y de algunas de sus propiedades.

#### MATERIA HETEROGENEA

(Se distinguen las partículas que la forman.)

**Mezcla heterogénea.** (Agregación de sustancias; proporciones variables; separación de los componentes por métodos físicos.)

**Mezclas.** (No tienen composición química definida; los componentes que las forman no pierden sus propiedades físicas y químicas por estar mezclados.)

**Solución.** (Mezcla homogénea de iguales características que las mezclas heterogéneas.)

#### MATERIA HOMOGENEA

(No se distinguen las partículas que la forman.)

**Sustancia.** (Es una especie homogénea de materia con composición química definida.)

**Compuestos.** (Se pueden analizar y sintetizar por métodos químicos; las proporciones de los constituyentes guardan siempre una relación constante; los elementos que las forman pierden sus propiedades características, mientras están en el compuesto.)

**Elementos.** (No se pueden analizar ni sintetizar por métodos químicos.)

**Metales**  
**Metales de transición**  
**No metales.**

## a) Análisis y síntesis.

**Análisis** es el proceso de descomponer un compuesto en los elementos que lo constituyen. Si sólo se investiga la naturaleza de los componentes se llama **análisis químico cualitativo**. Si se buscan las cantidades respectivas, se llama **análisis químico cuantitativo**; éste puede hacerse por el método gravimétrico o por el volumétrico. También hay algunos otros métodos especializados de análisis cuantitativo.

**Síntesis** es la formación de un compuesto a partir de sus elementos o de compuestos que los contengan.

**Combinación**, en general, es la reunión de diversas sustancias, mediante la cual se obtienen cuerpos compuestos. En tales condiciones se dice que **las sustancias en cuestión han reaccionado**.

*Análisis, síntesis y combinación son procesos químicos.*

Haciendo pasar la corriente de un acumulador por agua acidulada (véase la Fig. 50, pág. 193) se descompone el agua en dos gases: dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno.

Este experimento, que se llama **electrólisis**, pone de manifiesto que el agua se encuentra formada de oxígeno e hidrógeno y, además, que están en la proporción de un volumen de oxígeno por dos de hidrógeno.

La **electrólisis** del agua es un ejemplo de **análisis** de un compuesto para obtener los elementos que lo constituyen.

Se puede efectuar la **síntesis** del agua, o sea reconstituirla a partir del oxígeno y el hidrógeno, poniendo en contacto los dos gases dentro de un tubo de paredes muy gruesas y haciendo saltar, en el interior, la chispa producida por una bobina de inducción. En el momento de saltar la chispa se produce una detonación y las paredes del tubo se empañan de agua.

## VOCABULARIO

**HOMOGENEO.** — Uniforme, parejo, igual; que no presenta irregularidades o desigualdades; formado por cosas iguales.

**HETEROGENEO.** — Disparejo, desigual; formado por cosas diferentes.

**ACIDULADO.** — Que contiene ácido.

**ACUMULADOR.** — Generador de corriente eléctrica continua.

**ELECTROLISIS.** — Paso de la corriente eléctrica por un líquido, con desprendimiento de diversas sustancias.

**ANÁLISIS QUÍMICO.** — Descomposi-

ción de un compuesto para obtener los elementos que lo constituyen; es un proceso químico.

**SÍNTESIS.** — Proceso químico mediante el cual se hacen reaccionar varios elementos o compuestos para obtener o sintetizar otro compuesto. Se dice que se ha hecho una combinación.

**BOBINA DE INDUCCIÓN.** — Aparato eléctrico para generar un alto voltaje en virtud del cual se puede hacer saltar una chispa entre dos terminales metálicas.

## b) Tabla periódica de los elementos químicos.

Puesto que ya indicamos los tres tipos de partículas de que están formados los átomos de todos los elementos, ya estamos en posibilidad de clasificarlos de una manera científica.

**El núcleo de cada átomo difiere del de los demás por el número de partículas de que consta.** Así por ejemplo, el núcleo del hidrógeno tiene un protón; el núcleo del helio tiene dos protones y algunos neutrones; el núcleo del boro tiene 5 protones y algunos neutrones; el del carbono 6 protones y algunos neutrones, y así sucesivamente hasta el uranio que tiene 238 partículas en su núcleo, de las cuales 92 son protones (**a ese número de protones se le llama número atómico del elemento respectivo**).

Así pues, si son diferentes el hierro, el platino, el oro, la plata, el plomo, el zinc, el estaño, el cobre, el antimonio, etc., es porque cada uno de ellos **tiene un número diferente de protones** en su núcleo.

Por consiguiente, una manera razonable de clasificar los elementos será colocándolos por orden creciente de su número de protones, o sea por orden creciente de **números atómicos**.

Y así como un tendero coloca los artículos que vende en una serie de anaqueles o cajones, así los químicos y los físicos han encontrado conveniente ordenar los elementos químicos en la forma indicada en el cuadro de las páginas 56 y 57, cuadro que fue ideado originalmente por el químico ruso MENDELEIEF y el químico alemán MEYER.

En esta tabla se han consignado no sólo los elementos encontrados por los químicos en la Tierra, sino también otros elementos que los físicos han obtenido artificialmente. No nos ocuparemos de estos últimos, ni tampoco de otros muchos de los 90 elementos que existen en la Tierra, porque son de importancia secundaria para una introducción a la Química.

Examinando la tabla de MENDELEIEF nos encontramos con que los elementos están colocados no sólo por orden creciente de número de protones en su núcleo, sino que además se han agrupado por renglones y por columnas en una forma que no es caprichosa, sino por el contrario se ha llegado a esa distribución de una manera natural, respecto a la cual se dan mayores detalles en las págs. 79 y 80 y sólo haremos notar que al ir recorriendo la Tabla se encuentran periódicamente elementos que tienen propiedades muy semejantes. Así, en la misma columna están colocados aquellos elementos que tienen propiedades químicas y físicas muy parecidas. Por ejemplo: cobre **Cu**, plata **Ag** y oro **Au**. También tienen grandes parecidos el flúor **F**, cloro **Cl**, bromo **Br** y yodo **I**. También son semejantes el litio **Li**, sodio **Na** y potasio **K**.

## VOCABULARIO

**NUMERO ATÓMICO.** — Número de protones que contiene el núcleo del átomo de un elemento; es igual al número de electrones que rodean al núcleo, cuando el elemento se encuentra en condiciones normales. Es el número de orden que ocupa el átomo en la clasificación periódica de los elementos.



# TABLA PERIÓDICA

# DE LOS ELEMENTOS

TABLA PERIÓDICA																		DE LOS ELEMENTOS									
SÍMBOLOS:																		Masas atómicas basadas en el <sup>12</sup> C									
B																		GASES INERTES									
SÓLIDOS																		GASES									
LÍQUIDOS																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
GASES																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									
PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE																		PREPARADOS SIN-TÉTICAMENTE									

NÚMERO ATÓMICO  
PESO ATÓMICO  
ESTADO DE OXIDACIÓN  
SÍMBOLO  
NOMBRE

Nota: Los números más pequeños en cada casilla son los números de  $\alpha$  se le llama también tungsteno. Los nombres cinc y circonio pueden escribirse

Los números entre paréntesis se refieren a los isótopos más estables. Al volframio con z.

En cambio, al ir recorriendo un renglón, por ejemplo de izquierda a derecha, se encuentra que tanto las propiedades químicas como las físicas van variando de la misma manera, tanto en el segundo renglón, como en el tercero, en el cuarto, etc. Al estudiar con mayor detalle los elementos químicos se pondrá de manifiesto esa periodicidad de sus propiedades.

### c) Isótopos y radiactividad.

#### A.—Isótopos.

Consideremos el cuerpo simple correspondiente a una casilla cualquiera de la Tabla, por ejemplo el azufre S, que tiene número atómico 16, o sea que contiene 16 protones en su núcleo. Además de esos protones contiene 16 neutrones (cuya masa es casi igual a la de los protones) y por lo tanto su masa total es la equivalente a 32 unidades (la unidad es un protón, o sea el núcleo de hidrógeno).

Pues bien, cuando el físico llegó a revisar cuidadosamente los átomos del azufre químicamente puro guardado en el "almacén" del químico, se encontró con que, aun cuando todos los átomos de azufre tienen 16 protones, no todos ellos tienen el mismo número de neutrones, sino que unos tienen 16, otros 17 y otros 18 neutrones, lo cual significa que sus masas (con relación al hidrógeno) son, respectivamente,  $16 + 16 = 32$ ;  $16 + 17 = 33$  y  $16 + 18 = 34$ .

NOTA: Como norma general, el número total de partículas nucleares se coloca en el ángulo superior derecho del símbolo del elemento; mientras que en el ángulo inferior izquierdo se coloca el número atómico del elemento (o del isótopo en cuestión). Por ejemplo, el isótopo del azufre con 16 protones y 17 neutrones, o sea con un total de  $16 + 17 = 33$  nucleones, será:  ${}_{16}^{33}\text{S}$ .

Esos átomos de azufre, que constituyen un elemento perfectamente determinado por los químicos, pero que tienen diferentes números de neutrones, se llaman **isótopos**, palabra que quiere decir "en el mismo lugar" o sea que se trata de átomos que ocupan la misma casilla en nuestra Tabla. Los números 32, 33, 34, que indican la suma de partículas del núcleo para cada uno de esos isótopos se llaman **números de masa** de los isótopos respectivos.

### VOCABULARIO

**ISÓTOPOS.**—Cada elemento químico está formado de átomos que son exactamente iguales en cuanto al número de protones y electrones, pero que difieren ligeramente en cuanto al número de neutrones. Estos átomos diferentes, que reunidos constituyen un elemento dado, se llaman isótopos del elemento.

**ELEMENTO.** — Materia formada de

átomos cuyos núcleos tienen la misma carga eléctrica. O materia formada por átomos del mismo número atómico.

**NUCLEONES.**—Se llaman nucleones las partículas que forman el núcleo, a saber: protones y neutrones. (En este libro no consideraremos otras partículas que también pueden extraerse de ciertos núcleos atómicos.)

Existe un isótopo del hidrógeno que tiene un neutrón en su núcleo además del protón. Alrededor de esa pareja de partículas se mueve un electrón, lo mismo que en el hidrógeno ordinario. Pero lo que caracteriza a ese átomo como hidrógeno es el hecho de que tiene un solo protón en su núcleo. Este isótopo se llama **deuterio**.

La mayoría de los elementos son en realidad familias de átomos semejantes que se llaman **isótopos**, que pueden tener diversos números de neutrones, pero para un elemento dado, tienen un número fijo de protones.

Existe también otro isótopo del hidrógeno formado por un protón y dos neutrones. Alrededor de este grupo se mueve el electrón como en los otros dos isótopos. Este último es el isótopo de masa tres porque su núcleo está constituido por tres partículas, y se llama **tritio**.

El núcleo del isótopo tres del hidrógeno es inestable, se puede desintegrar intempestivamente, por eso se dice que es un **isótopo radiactivo**. En el momento de efectuarse la desintegración, un neutrón se transforma en protón y sale disparado del núcleo un electrón. Después de explotar ese átomo radiactivo se transforma en un átomo de otro elemento. Este nuevo elemento tiene dos protones en su núcleo con carga positiva y dos electrones fuera del núcleo. En esa forma se obtiene **helio** como resultado de la explosión del isótopo 3 del hidrógeno. De una cantidad dada del isótopo 3 del hidrógeno, al cabo de 12 años la mitad se habrá convertido en helio por un proceso radiactivo.

Los isótopos son, por así decirlo, átomos gemelos y su única diferencia está en que tienen una masa ligeramente distinta.

La mayoría de los elementos tienen isótopos. Así por ejemplo, hay los isótopos 12, 13 y 14 del carbono, teniendo todos ellos las mismas propiedades químicas, ya que es la carga eléctrica del núcleo la que determina qué clase de elemento químico es.

El zinc tiene los isótopos 64 y 65. El oro tiene los isótopos 195, 196 y 197. Podría hacerse una comparación trivial diciendo que dos hermanos gemelos son isótopos y se distinguen por su peso.

Se conocen dos isótopos principales del uranio: el número 238 y el 235. Ambos tienen 92 protones en su núcleo y presentan propiedades químicas idénticas. La única diferencia entre ellos es que uno tiene 146 neutrones y el otro sólo tiene 143.

#### B.—Descubrimiento de la radiactividad.

Cuando llegan rayos luminosos a una película sensible a la luz, la película sufre alteraciones químicas que son las que dan lugar a las impresiones fotográficas.

Además es bien sabido que para guardar una película fotográfica se conserva en un cuarto oscuro o bien en un sobre de papel negro.

En 1896, un investigador francés de nombre **BECQUEREL** estaba estudiando las radiaciones emitidas por los cuerpos fosforescentes (recuérdese

que el fósforo se ve luminoso en un lugar oscuro). Uno de los cuerpos fosforescentes que estudiaba era una sal de *uranio*, y en forma accidental la dejó, en cierta ocasión, colocada sobre una película sensible guardada en un sobre de papel negro. Algún tiempo después, cuando reveló esa película encontró con sorpresa que en ella había quedado marcada la forma del objeto fosforescente que impensadamente había dejado.

De este experimento dedujo BECQUEREL que la sal de uranio con que hacia sus experimentos tenía la propiedad de emitir radiaciones que atraviesan objetos opacos y de impresionar placas fotográficas. A esta propiedad le dio el nombre de **radiactividad**. (Hay que aclarar que después encontró BECQUEREL que esta propiedad no depende de la fosforescencia.)

El fenómeno de la radiactividad conduce a la conclusión de que la materia, bajo ciertas condiciones, se puede transformar en energía radiante e, inclusive, se ha llegado a comprobar que, de acuerdo con la ecuación de EINSTEIN, la energía es susceptible de transformarse en materia; por lo que nos encontramos, con que, finalmente, **la materia es una forma de energía; o dicho de otra forma, la materia se puede transformar en energía y la energía en materia.**)

Además del uranio, presentan propiedades radiactivas el *polonio* y especialmente el *radio*.

#### C.—Radiaciones que emiten los cuerpos radiactivos.

Si frente a un depósito que contenga una pequeña cantidad de radio, como se representa en el esquema I de la Fig. 9, se coloca una placa fotográfica, se verá que dicha placa queda impresa.

Pero si se coloca el cuerpo radiactivo en el campo de un imán sumamente poderoso se verá que la placa fotográfica se altera en distintos sitios. Este fenómeno pone de manifiesto que el radio emite tres tipos de radiaciones, que son las representadas en el esquema II de la Fig. 9, en la que se representan tres placas fotográficas para localizar mejor las trayectorias de los distintos rayos.

1°—**Rayos alfa ( $\alpha$ ).**—Un cuerpo radiactivo emite partículas con carga eléctrica positiva que reciben el nombre de rayos alfa.

2°—**Rayos beta ( $\beta$ ).**—Emite también partículas con carga negativa que reciben el nombre de rayos beta y que se desvían por el campo magnético en sentido contrario a los rayos alfa.

3°—**Rayos gamma ( $\gamma$ ).**—Emite radiaciones electromagnéticas semejantes a los rayos X. Dichas radiaciones se llaman rayos gamma y no se desvían por el campo magnético.

#### VOCABULARIO

OXIDO. — Combinación del oxígeno con otro elemento.

DIOXIDO DE CARBONO. — Cierta producto resultante de la combustión del carbono o cuerpos que lo contienen.

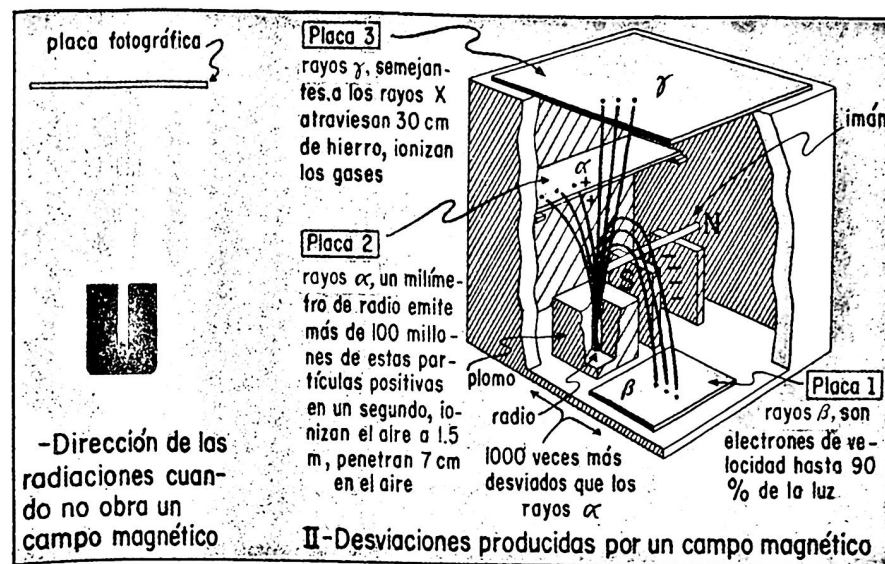


Fig. 9.—Los cuerpos radiactivos emiten rayos alfa, beta y gamma. El imán desvía los dos primeros.

Los cuerpos radiactivos están formados de átomos que se desintegran, o sea, que alteran el número de protones o neutrones de su núcleo.

#### D.—Propiedades de las radiaciones de los cuerpos radiactivos.

Las principales propiedades de las radiaciones emitidas por los cuerpos radiactivos son las siguientes:

1°—Las radiaciones  $\gamma$  (gamma) tienen mayor penetración que los rayos X.

2°—Producen efectos químicos tales como impresión de películas fotográficas, descomposición del agua, etc.

3°—Tienen una gran energía que, en apariencia, es inagotable. Así, por

#### VOCABULARIO

RAYOS X.—Radiaciones emitidas por un metal que se sujeta al bombardeo de electrones. Atraviesan los cuerpos orgánicos, formados de elementos de bajo peso atómico; en cambio no atraviesan los elementos de elevado peso atómico, tales como los huesos y los objetos metálicos.

ejemplo, un gramo de radio desprende 135 calorías pequeñas por hora indefinidamente sin que se note disminución apreciable en su cantidad.

4°—Producen efectos destructivos muy intensos sobre tejidos orgánicos en formación.

**E.—Aplicaciones biológicas de los cuerpos radiactivos.**

Las aplicaciones biológicas de los fenómenos radiactivos consisten en su uso para: a) Destruir ciertos tejidos enfermos, b) cicatrizar, c) calmar determinados dolores, d) tratamiento en las enfermedades de nutrición y otras.

**PRACTICA DE LABORATORIO. — EJERCICIOS DE DOBLADO DE VIDRIO.**

**OBJETO.**—Efectuar ejercicios de doblado de vidrio con el objeto de utilizar los tubos en el montaje de aparatos.

**APARATOS, MATERIALES Y SUSTANCIAS.**—Lima triangular, lámpara de alcohol o mechero de Bunsen, tubo de vidrio de 5 mm de diámetro interior. (Véase al final del libro láminas de aparatos.)

• PROCEDIMIENTO

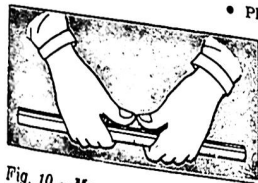


Fig. 10.—Manera de cortar un tubo delgado.

1.—Para cortar un tubo se le coloca sobre la cubierta de la mesa y en el lugar en que se va a cortar, con una lima triangular se le hace una incisión, mediante una sola pasada enérgica. Se toma entonces con las dos manos, colocando los pulgares de tal manera que toquen una uña con la otra en los lados opuestos de la incisión.

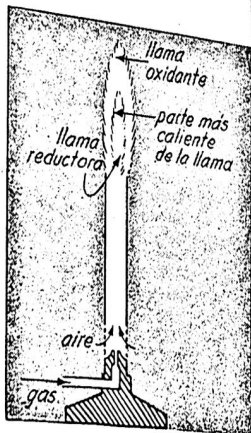


Fig. 11.—Mechero de Bunsen.

**VOCABULARIO**

**CALORIA PEQUEÑA.**—Cantidad de calor para elevar de 15°C a 16°C la temperatura de un gramo de agua.

Después se jalen los dos extremos del tubo doblándolos ligeramente hacia abajo; el tubo se rompe en ese punto (Fig. 10).

Para que el borde cortante así obtenido pierda su filo, se pone un rato en la llama del mechero (Fig. 11) o lámpara, haciéndolo girar al mismo tiempo. Cuando la llama toma un color amarillo se redondean los bordes porque el vidrio se funde.

2.—Para doblar un tubo se coloca horizontalmente sobre la llama, haciéndolo girar sobre sí mismo para que se caliente uniformemente en toda la porción que se vaya a doblar (Fig. 12). Se nota que el vidrio se va reblandeciendo y llega un momento en que ejerciendo suavemente un esfuerzo lateral se puede doblar y se saca de la llama.

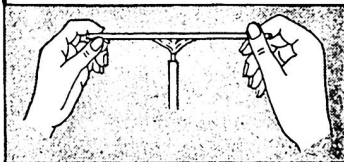


Fig. 12.—Manera de doblar y estirar un tubo de vidrio.

Una vez doblado el tubo, y procurando no torcerlo, ni estirarlo, se coloca y se deja sobre una lámina metálica (no sobre madera ni sobre pintura) para que se enfrie por sí solo.

3.—Usando otro tubo se inicia la operación indicada en la Fig. 12, y una vez que el tubo se ha reblandecido suficientemente se aleja de la llama, se coloca verticalmente y se jala longitudinalmente. Entonces queda estirado el tubo, en forma de dos conos colocados frente a frente y más o menos alargados según el grado de reblandecimiento y la intensidad de la fuerza aplicada. Una vez frío se corta cada uno cerca de su punta para dejar perforaciones como de 2 mm o menos. Se tienen así dos tubos en chiflón, cuyos bordes se redondean como antes.

4.—Con tubos doblados y cortados de diversas maneras se preparan las conexiones para los diferentes aparatos que hay que montar en el laboratorio.

# PRACTICA DE LABORATORIO.—PROPIEDADES FISICAS Y PROPIEDADES QUIMICAS DE LAS SUSTANCIAS.

OBJETO.—Ejercicios para poner de manifiesto las propiedades físicas y las propiedades químicas de las sustancias.

APARATOS, MATERIALES Y SUSTANCIAS.—Balanza y marco de pesas, calibrador con vernier; aguja de acero, tubos de ensayo, mechero de Bunsen; dos alambres de iguales dimensiones, pero de distintos materiales; cuchillo; una placa de hierro, otra de vidrio, una lámina de cobre, un pedazo de tubo de plomo; cuerpos geométricos de distintas metales: aluminio, cobre, hierro, etc.; frascos con diversas sustancias del laboratorio; carbonato de sodio; limadura de aluminio; sal común, nitrato de plata; limadura de hierro; flor de azufre. (Véanse al final del libro láminas de aparatos de laboratorio.)

## • PROCEDIMIENTO

1.—Con una aguja trátase de rayar la hoja de un cuchillo, un pedazo de hierro, un vidrio, una lámina de cobre, un tubo de plomo, etc.

2.—El peso específico de un cuerpo se obtiene dividiendo su peso entre su volumen. Si se dispone de algún trozo de metal de forma geométrica regular, midanse sus dimensiones con el calibrador y calcúlese su volumen aplicando las fórmulas que enseña la geometría.

El peso de ese cuerpo se determina con la balanza.

A continuación se dan algunas indicaciones respecto a la manera de efectuar las pesadas:

a).—Las oscilaciones de la balanza deben ir amortiguándose o sea reduciéndose poco a poco a ambos lados del punto de equilibrio. Si no ocurre así, la balanza tiene algún defecto.

b).—Antes de poner algo en la balanza o de quitarlo debe detenerse, operando el botón que suspende las oscilaciones al apoyar la cruz en sus soportes.

c).—Sobre los platillos no deben ponerse cosas calientes ni mojas ni sustancias químicas; éstas deben colocarse en un papel, en un vidrio de reloj o en otro recipiente adecuado.

d).—El cuerpo que se va a pesar debe colocarse en el platillo de la izquierda.

e).—Las pesas deben manejarse solamente con las pinzas.

f).—Para pesar debe comenzarse siempre con una pesa demasiado grande, seguir con la inmediata más ligera y así sucesivamente.

g).—El peso debe anotarse cuando las pesas están todavía en el platillo, y comprobarse al ir quitándolas para guardarlas en el marco.

3.—Compárese el color, brillo, opacidad y estado cristalino de las diversas sustancias de que se disponga.

4.—Dos alambres de iguales dimensiones, uno de hierro y otro de cobre, se sostienen en la mano, colocando los extremos opuestos en la llama del mechero. Al cabo de un corto tiempo tiene que soltarse el alambre de cobre y poco después el de hierro.

5.—En un tubo de ensayo lleno hasta la tercera parte de agua se echa todo el carbonato de sodio que se puede disolver agitando. Se echan unas limaduras de aluminio y se calienta. ¿Qué es lo que se observa?

6.—Se pone agua en un tubo de ensayo, se le echa un poco de sal común y se agita hasta que se disuelva. Se hace lo mismo en otro tubo con agua y un poco de nitrato de plata (la sustancia vulgarmente llamada "piedra infernal", que no debe tocarse con las manos). Ambas soluciones tienen el aspecto de líquidos transparentes.

Vaciase la segunda solución sobre la primera. ¿Qué es lo que observa?

7.—Se mezclan cuidadosamente 7 g de limaduras de hierro y 4 g de flor de azufre y se echan en un tubo de ensayo (de preferencia uno que esté averiado) y se pone al fuego (Fig. 13). ¿Qué se observa cuando la temperatura se ha elevado suficientemente?

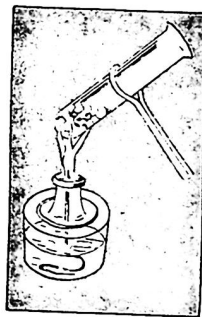


Fig. 13. — Combinación de hierro y azufre.

## • RESULTADOS

1.—La prueba de rayado determina la característica que se llama "dureza" de los cuerpos. Se dice que un cuerpo es más duro que otro cuando puede rayarlo, pero en cambio no es rayado por aquél.

En el estudio de los minerales es especialmente importante esta propiedad.



2.—¿Qué diferencia hay entre densidad y peso específico?—Hágase una lista de los cuerpos de que se disponga, en orden de densidades crecientes.

3.—Háganse varias listas de las sustancias de que se disponga clasificándolas por sus colores, brillo (cuando están recién cortadas) y estado cristalino.

4.—Este experimento pone de manifiesto que el cobre conduce el calor mejor que el hierro.

5.—Al calentar el tubo que contiene aluminio y solución de carbonato de sodio se observa que las limaduras se disuelven con formación de burbujas. Durante la disolución se ha producido una reacción que además nos advierte que no deben lavarse con carbonato de sodio las vasijas de aluminio que se usan en la cocina.

6.—Al poner en contacto una solución de sal de cocina con una de nitrato de plata (ambas transparentes) se observa la formación de una sustancia lechosa (partículas sólidas pequeñas) que se llama un "precipitado". El precipitado en este caso es de cloruro de plata, formado por la reacción entre las dos sustancias disueltas.

7.—Al calentar la mezcla de hierro y azufre, repentinamente se pone en incandescencia observándose un brillo rojo intenso. Si después se deja enfriar se encuentra una masa negra grisácea. El azufre y el hierro se han "combinado" formándose sulfuro de hierro II.

Las propiedades estudiadas en los experimentos 1, 2, 3 y 4 son propiedades físicas. Las estudiadas en los experimentos 5, 6 y 7 son propiedades químicas que se manifiestan por medio de reacciones entre las sustancias que se ponen en contacto y que ocurren ya sea mediante calentamiento o sin necesidad de él.

### VOCABULARIO

**REACCION QUIMICA.**—Proceso mediante el cual se convierten una o varias sustancias en otra u otras. Ordinariamente el término reacción se aplica en particular a la unión íntima entre dos sustancias (combinación química) como consecuencia de la cual se forman uno o más compuestos. Para producir una reacción se ponen en contacto las dos sustancias pulverizadas, o mejor,

disueltas. A veces la reacción solamente ocurre si se calientan las sustancias que se trata de combinar.

En muchos casos al efectuarse una reacción se desprende calor.

**INCANDESCENCIA.**—Se dice que un cuerpo está en incandescencia cuando se hace luminoso por lo elevado de su temperatura.

### ACTIVIDADES SOBRE ESCRITURA DE LOS ELEMENTOS.

Ejercicios en el pizarrón y en el cuaderno sobre escritura de los elementos debiéndolos dar por grupos según la tabla periódica. Se sugiere centralizar el curso en la clasificación periódica para evitar una falta de conexión entre los conceptos aprendidos.

### CUESTIONARIO

1.—Los elementos del grupo I A de la Tabla Periódica, después del H, se llaman "metales alcalinos". Escriba sus símbolos y sus nombres.

2.—Los elementos del grupo II A de la Tabla Periódica se llaman "metales alcalino-térreos". Escriba sus símbolos y sus nombres.

3.—Escriba los símbolos y nombres de los elementos del grupo I B, que son metales conocidos desde la antigüedad.

4.—Los elementos del grupo VII A se llaman halógenos. Escriba sus símbolos y sus nombres.

5.—Escriba el símbolo y el nombre de los gases inertes.

6.—En una tabla ordenada cuidadosamente por columnas y renglones escriba los símbolos y nombres de los primeros 20 elementos.

7.—De acuerdo con la Tabla, haga una lista de los elementos que se encuentran en estado líquido y de los que se encuentran en estado gaseoso en las condiciones ordinarias.

8.—Haga una lista que contenga símbolo, número atómico y peso atómico de los 10 primeros elementos de la Tabla.

### ACTIVIDADES

1. Hacer un cuadro sinóptico con fenómenos químicos, físicos, biológicos, sociales, políticos.

2. Hacer una lista de productos químicos conocidos.

3. Observar en fábricas, laboratorios, películas o grabados, métodos de separación de mezclas por filtración, cristalización, sublimación o solución.

### VOCABULARIO

**SIMBOLO.**—Letra o grupo de letras que se usa para representar un elemento químico. Por ejemplo H es el símbolo del hidrógeno y Hg es el símbolo del mercurio.

2.—¿Qué diferencia hay entre densidad y peso específico?—Hágase una lista de los cuerpos de que se disponga, en orden de densidades crecientes.

3.—Háganse varias listas de las sustancias de que se disponga clasificándolas por sus colores, brillo (cuando están recién cortadas) y estado cristalino.

4.—Este experimento pone de manifiesto que el cobre conduce el calor mejor que el hierro.

5.—Al calentar el tubo que contiene aluminio y solución de carbonato de sodio se observa que las limaduras se disuelven con formación de burbujas. Durante la disolución se ha producido una reacción que además nos advierte que no deben lavarse con carbonato de sodio las vasijas de aluminio que se usan en la cocina.

6.—Al poner en contacto una solución de sal de cocina con una de nitrato de plata (ambas transparentes) se observa la formación de una sustancia lechosa (partículas sólidas pequeñas) que se llama un "precipitado". El precipitado en este caso es de cloruro de plata, formado por la reacción entre las dos sustancias disueltas.

7.—Al calentar la mezcla de hierro y azufre, repentinamente se pone en incandescencia observándose un brillo rojo intenso. Si después se deja enfriar se encuentra una masa negra grisácea. El azufre y el hierro se han "combinado" formándose sulfuro de hierro II.

Las propiedades estudiadas en los experimentos 1, 2, 3 y 4 son propiedades físicas. Las estudiadas en los experimentos 5, 6 y 7 son propiedades químicas que se manifiestan por medio de reacciones entre las sustancias que se ponen en contacto y que ocurren ya sea mediante calentamiento o sin necesidad de él.

### VOCABULARIO

**REACCION QUIMICA.**—Proceso mediante el cual se convierten una o varias sustancias en otra u otras. Ordinariamente el término reacción se aplica en particular a la unión íntima entre dos sustancias (combinación química) como consecuencia de la cual se forman uno o más compuestos. Para producir una reacción se ponen en contacto las dos sustancias pulverizadas, o mejor,

disueltas. A veces la reacción solamente ocurre si se calientan las sustancias que se trata de combinar.

En muchos casos al efectuarse una reacción se desprende calor.

**INCANDESCENCIA.**—Se dice que un cuerpo está en incandescencia cuando se hace luminoso por lo elevado de su temperatura.

### ACTIVIDADES SOBRE ESCRITURA DE LOS ELEMENTOS.

Ejercicios en el pizarrón y en el cuaderno sobre escritura de los elementos debiéndolos dar por grupos según la tabla periódica. Se sugiere centralizar el curso en la clasificación periódica para evitar una falta de conexión entre los conceptos aprendidos.

### CUESTIONARIO

1.—Los elementos del grupo I A de la Tabla Periódica, después del H, se llaman "metales alcalinos". Escriba sus símbolos y sus nombres.

2.—Los elementos del grupo II A de la Tabla Periódica se llaman "metales alcalino-térreos". Escriba sus símbolos y sus nombres.

3.—Escriba los símbolos y nombres de los elementos del grupo I B, que son metales conocidos desde la antigüedad.

4.—Los elementos del grupo VII A se llaman halógenos. Escriba sus símbolos y sus nombres.

5.—Escriba el símbolo y el nombre de los gases inertes.

6.—En una tabla ordenada cuidadosamente por columnas y renglones escriba los símbolos y nombres de los primeros 20 elementos.

7.—De acuerdo con la Tabla, haga una lista de los elementos que se encuentran en estado líquido y de los que se encuentran en estado gaseoso en las condiciones ordinarias.

8.—Haga una lista que contenga símbolo, número atómico y peso atómico de los 10 primeros elementos de la Tabla.

### ACTIVIDADES

1. Hacer un cuadro sinóptico con fenómenos químicos, físicos, biológicos, sociales, políticos.

2. Hacer una lista de productos químicos conocidos.

3. Observar en fábricas, laboratorios, películas o grabados, métodos de separación de mezclas por filtración, cristalización, sublimación o solución.

### VOCABULARIO

**SIMBOLO.**—Letra o grupo de letras que se usa para representar un elemento químico. Por ejemplo H es el símbolo del hidrógeno y Hg es el símbolo del mercurio.



## PRACTICA DE LABORATORIO. — SEPARACION DE SUSTANCIAS HETEROGENEAS POR METODOS FISICOS.

**OBJETO.**—Ejercicios para demostrar que una mezcla no es una unión íntima de las sustancias que componen la misma, pues pueden ser separadas por medios físicos.

**APARATOS, MATERIALES Y SUSTANCIAS.**—Mortero, vasos de precipitados, imán, papel filtro, embudo, cápsula de porcelana, agitador, soporte, placa de vidrio, tela de asbesto, mechero; flor de azufre, disulfuro de carbono, naftaleno, limaduras de hierro.

### • PROCEDIMIENTO

1.—En un mortero, se revuelven cuidadosamente 7 g de limaduras de hierro y 4 g de flor de azufre. Una porción de la mezcla se extiende sobre una placa de vidrio, y se pasa el imán por encima, despacio y lo más cerca posible. ¿Qué es lo que ocurre?

2.—Se toma otra porción de la mezcla y se deposita en un vaso de precipitados. Se vierten unos 20 ml de disulfuro de carbono en el vaso con la mezcla y se agita bien con una varilla. Después de esto se filtra el líquido obtenido. ¿Qué sucede?

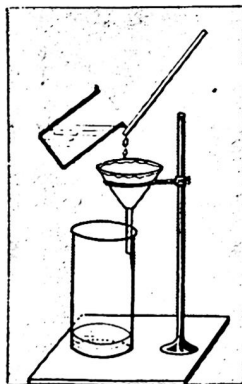


Fig. 14.—Filtrado para separar un sólido de un líquido.

El filtro es un disco de papel poroso que se usa como sigue: se dobla a la mitad, después a la cuarta parte y luego se abre en forma de cono. Se coloca en un embudo y se humedece para que ajuste bien a las paredes del mismo. Se vacía la mezcla usando un agitador de vidrio como se ve en la Fig. 14.

3.—Se mezclan en una cápsula 3 g de limaduras de hierro y 1 g de naftaleno (Fig. 8, pág. 52).

Se coloca la cápsula sobre la tela de asbesto sobre el anillo fijado al soporte, se coloca un cono de cartón invertido sobre la cápsula y se calienta. ¿Qué resultado se obtiene?

### • RESULTADOS

1.—Las limaduras son atraídas por el imán quedando así separadas del azufre que permanece sobre la placa de vidrio.

2.—El azufre se disuelve en el disulfuro de carbono, separándose de las limaduras que son detenidas por el papel filtro, mientras que el azufre, disuelto en el disulfuro de carbono, pasa a través del mismo.

3.—El naftaleno se separa de las limaduras al sublimarse y depositarse sobre las paredes del cono de cartón, cristalizando en forma de agujas.

### CUESTIONARIO

1. Enumere tres elementos químicos, tres compuestos y tres mezclas.
2. Enumere cinco propiedades físicas de la materia.
3. Enumere tres propiedades químicas de la materia.
4. Establezca la diferencia entre elemento y compuesto.
5. Establezca la diferencia entre mezcla y compuesto.
6. ¿En qué estado físico se encuentran los elementos químicos?
7. Los elementos químicos, ¿están en la Naturaleza libres o combinados?
8. Dé un ejemplo de energía química y otro de energía física.
9. Distinga entre análisis y síntesis de un compuesto químico.
10. Dé dos ejemplos de reacciones químicas.
11. ¿De qué está hecha el agua?
12. Explique lo que es punto de fusión y punto de solidificación.
13. Enumere algunas propiedades de los cuerpos cristalinos.
14. Describa dos maneras de separar los componentes de una mezcla.
15. ¿Cómo se sintetiza un compuesto a partir de sus elementos constituyentes?
16. La siguiente es una lista de cambios que pueden ocurrir en la materia; sepárese en dos grupos: cambios físicos y cambios químicos. a).—Ni se absorbe ni se produce calor; b).—No es fácilmente reversible. c).—Se forman nuevas sustancias; d).—No se forman nuevas sustancias; e).—Generalmente se produce calor y a veces luz; f).—Casi siempre es fácilmente reversible.
17. Hacer los siguientes experimentos en el laboratorio y, observado lo ocurrido, dígame si hay algún cambio físico o químico: a).—Calientese al mechero una lámina de cobre bien pulida, du-

- rante unos minutos. Déjese enfriar y examínese la superficie.
- b).—Hágase lo mismo con un alambre de platino.
- c).—Caléntese suavemente un poco de yodo en un tubo de ensayo.
- d).—Hágase lo mismo con cloruro de amonio.
- e).—Hágase lo mismo con azufre.
18. En la siguiente lista de enunciados, indíquese cuáles son correctos; y en los que no, modifíquense las palabras en negritas:
- a).—*Algunas propiedades físicas de una mezcla son un promedio de las propiedades de sus componentes.*
- b).—*En una combinación cada constituyente retiene sus propiedades.*
- c).—*Un compuesto tiene propiedades similares a las de sus constituyentes.*
- d).—*Al hacer una mezcla a veces se desarrolla calor y a veces se absorbe calor.*
19. Prueba de opción única: A.—Las moléculas están formadas de: (a) iones; (b) protones; (c) protones y neutrones; (d) átomos; (e) electrones; (f) electrones y protones.
- B.—Todos los átomos de un elemento: (a) Tienen el mismo número de protones; (b) Tienen la misma velocidad a temperatura constante; (c) Ejercen la misma presión.
20. Explique por qué el aire, el azúcar y el agua contienen materia heterogénea.
21. Enumere 3 fenómenos químicos, 2 fenómenos físicos y un fenómeno biológico.
22. Explique qué diferencia hay entre ley, hipótesis y teoría.

## UNIDAD IV

# COMPUESTOS QUÍMICOS, MEZCLAS, ANALISIS Y SINTESIS

## METALES Y NO METALES. VALENCIA.

## a) Clasificación de los elementos. Metales y no metales.

Cuando los químicos han separado unos elementos de otros han encontrado que algunos se obtienen en estado líquido, otros en estado gaseoso y la mayoría en estado sólido. Estamos hablando de los elementos a la temperatura ambiente, pues es sabido que si un metal se calienta, llega a fundirse, e inclusive a evaporarse.

Actualmente podemos conseguir muchos elementos químicos, ya sea en la farmacia, o en la tlapalería, o en el establecimiento de productos químicos, o en la joyería, etc. Hay algunos que se tienen que preparar en el laboratorio cuando se van a utilizar. De hecho, los frascos que están en el laboratorio de Química no contienen, en su mayoría, elementos químicos aislados, sino sustancias compuestas de las que el químico puede, cuando lo desea, obtener los elementos componentes.

Supongamos un laboratorio de Química en el que se tuvieran los elementos, aislados y guardados en frascos. Evidentemente que el encargado del laboratorio tendría que pensar en alguna manera ordenada de almacenarlos para poder localizarlos con seguridad en cualquier momento. Podría ocurrírsele ponerlos en orden alfabético (sólo consignamos los más importantes):

Aluminio	Calcio	Flúor	Níquel	Potasio
Antimonio	Carbono	Fósforo	Nitrógeno	Radio
Arsénico	Cloro	Hierro	Oro	Silicio
Azufre	Cobalto	Helio	Oxígeno	Sodio
Bario	Cobre	Hidrógeno	Plata	Uranio
Boro	Cromo	Magnesio	Platino	Yodo o iodo
Bromo	Estaño	Mercurio	Plomo	Zinc o cinc

Claro está que si los nombres se pusieran no en español, sino en otro idioma, se alteraría la colocación de los frascos por orden alfabético, lo cual quiere decir que esta clasificación es imperfecta, pero para mejorarla hay que conocer mucho más que el nombre de los elementos.

**Los elementos son de dos categorías principales: metales y no metales.**

Los metales son todos ellos sólidos a la temperatura ordinaria (salvo el mercurio). Cuando están recién cortados o pulidos presentan su característico “brillo metálico”, diferente del brillo que presentan los cristales, y su color es gris acero o blanco de plata, excepto el cobre y el oro. Al tacto se sienten fríos, lo cual significa que son buenos conductores del calor. La mayor parte de ellos tienen densidades mucho mayores que la del agua, pero sin embargo los metales llamados litio, sodio y potasio son de densidad tan reducida que flotan en el agua; además, estos metales son monoatómicos y electropositivos. No son solubles en el agua. Son buenos conductores de la electricidad. Son maleables, o sea que se pueden reducir a láminas muy delgadas; son dúctiles, o sea que se pueden estirar para formar alambres, tienen además una gran tenacidad, o sea que resisten grandes fuerzas sin romperse. Además, los elementos metálicos, son los que al combinarse tienden a perder sus electrones de valencia, quedando en forma de cationes.

En cambio los no metales tienen propiedades opuestas a las que se acaban de mencionar (en general).

Sin embargo hay que aclarar que esas características tienen muchas variantes. Por ejemplo, el sodio es un metal muy suave mientras que el carbono, que es un no metal, es muy duro en la forma de diamante. El mercurio es un metal que se encuentra en estado líquido y, por lo tanto, no pueden atribuirse propiedades de dureza, ductilidad, etc.

Las propiedades químicas de metales y de no metales así como otras propiedades físicas se describirán al ir tratando los respectivos elementos.

Se llaman elementos no metálicos aquellos que se encuentran en el ángulo superior derecho de la tabla periódica de los elementos (ver al final del libro). Tales son, por ejemplo, el nitrógeno, el oxígeno o el flúor. Se ve que los elementos de esa porción de la tabla tienen 5, 6 ó 7 electrones en su anillo exterior. Esos elementos completan su estructura estable si reciben 3, 2 ó 1 electrón, y entonces toman el carácter de iones negativos. Esta es una característica fundamental de los elementos no metálicos.

#### VOCABULARIO

**ION.**—Átomo o grupo de átomos: molécula o agregado de moléculas, que tiene carga eléctrica positiva (catión) o negativa (anión) o sea que no está en estado neutro.

#### b) Valencia de los elementos y sus diferentes tipos de enlace.

##### A.—Fuerzas de atracción.

El hecho de que la gran mayoría de los elementos químicos se encuentran en la Tierra no aislados, sino ligados entre sí, pone de manifiesto la existencia de *fuerzas de atracción entre unos átomos y otros*. Se llama *afinidad* esa tendencia de los elementos a combinarse entre sí. Inclusive hay ocasiones en que esa tendencia a unirse unos elementos con otros se manifiesta violentamente, con producción de gran cantidad de calor y de gases, como cuando se encienden combustibles, explosivos, etc. La energía que se obtiene en esos procesos y otros similares se llama *energía química* y se debe, sobre todo, a movimientos de los electrones.

Los químicos han podido poner frente a frente átomos de diversos elementos para ver si tienen afinidad o no.

Por ejemplo, al estar en presencia átomos de cloro y átomos de sodio se manifiestan entre ellos fuerzas de atracción y quedan ligados entre sí; al unirse esos átomos lo que se obtiene no es otra cosa que sal de cocina, de la que usamos todos los días para condimentar la comida, solamente que se necesitan millones y millones de parejas de átomos para formar un solo granito de sal común.

Es también posible poner oxígeno e hidrógeno en íntimo contacto y comprobar que un átomo de oxígeno se reúne con dos átomos de hidrógeno, formándose un solo grupo con esos tres átomos ( $H_2O$ ). Lo que se obtiene con esa combinación es agua, sólo que para formar una gotita se necesitarían millones y millones de grupos de átomos como el descrito (dos de hidrógeno con uno de oxígeno). En esas uniones intervienen fuerzas de atracción eléctrica entre cargas positivas y negativas, y por eso se menciona adelante el signo de las cargas eléctricas que intervienen. *Todos los metales tienen valencias positivas. Los no metales tienen valencias negativas.* Los detalles al respecto se darán en las págs. 77, 80 y 81.

#### VOCABULARIO

**VALENCIA.**—Se llama también número de combinación. Es un número que determina el poder que tiene un átomo de combinarse con uno, dos o más átomos de hidrógeno o con uno, dos o más átomos de igual poder de combinación que el hidrógeno.

**FORMULA.**—Conjunto de símbolos químicos mediante el cual se representa un compuesto. Una fórmula de química no es semejante a una fórmula

de álgebra, de física o de geometría; en efecto, estas últimas representan las operaciones algebraicas que hay que hacer para obtener una magnitud. Así por ejemplo  $C = 2\pi r$  es la fórmula para calcular la longitud de la circunferencia, y dice que se multiplica 2 por  $\pi$  y por el radio. En cambio la fórmula química  $H_2O$  no representa el producto de  $H_2$  por  $O$ , sino un compuesto formado por dos átomos de hidrógeno ( $H_2$ ) y uno de oxígeno ( $O$ ).

En forma semejante a la del agua:

un átomo de **cloro** se reúne o combina con **uno** de **hidrógeno** formándose un compuesto que se representa con la fórmula **HCl**, que se llama cloruro de hidrógeno;

un átomo de **nitrógeno** se combina con **tres** de **hidrógeno** formándose **NH<sub>3</sub>**, esa es la fórmula del amoníaco;

un átomo de **carbono** se combina con **cuatro** de **hidrógeno** formándose **CH<sub>4</sub>**, que es la fórmula del compuesto llamado metano.

Se dice que el hidrógeno tiene **valencia** más uno porque al combinarse con otros elementos en una unión electrostática cede un electrón periférico y queda en forma de un radical positivo (catión) con carga de +1. El oxígeno tiene **valencia** menos dos, porque al combinarse con otro elemento en una unión electrostática o sea por electrovalencia acepta dos electrones en su periferia y queda con una carga de -2; en la misma forma,

por eso se dice que:  $\left\{ \begin{array}{l} \text{el nitrógeno tiene valencia menos tres,} \\ \text{el carbono tiene valencia menos cuatro, etc.} \end{array} \right.$

Y de la misma manera a muchos elementos químicos se les puede atribuir un número, llamado **valencia**, o número de combinación que es igual al número de átomos de hidrógeno que se unen con un solo átomo del elemento de que se trate, o bien el número de electrones que ceda o acepte un elemento dado al tomar parte en una combinación química.

En el inciso siguiente se darán ideas más completas respecto al concepto de valencia, el cual se puede aplicar inclusive a elementos que no se combinan con el hidrógeno.

Se llaman **moléculas** ciertos grupos de átomos constituidos como se acaba de explicar. Las fuerzas que mantienen unidos entre sí los átomos que forman las moléculas son fuerzas de atracción electrostática.

Las moléculas se pueden formar o bien de átomos del mismo elemento o bien de átomos de distintos elementos. Así por ejemplo, el hidrógeno es un gas constituido no por átomos aislados de **H**, sino por parejas de átomos reunidas formando moléculas **H<sub>2</sub>**. Igualmente el oxígeno que se encuentra en el aire no está en forma de átomos, sino de moléculas **O<sub>2</sub>** formadas cada una por dos átomos de oxígeno.

Sin embargo, la mayoría de las moléculas están formadas de átomos diferentes.

#### VOCABULARIO

**FORMULA EMPIRICA O CONDENSADA.** — Fórmula que indica cuántos átomos de cada elemento forman la molécula de un compuesto determinado. Se escribe una fórmula poniendo los símbolos de los átomos constituyentes uno tras otro, cada uno con un índice que indica cuántos átomos de ese elemento hay en la molécula. Cuando sólo hay un átomo no se pone el índice 1.

#### B.—Valencia. Fórmulas estructurales.

1.—*Idea general de valencia.* Las fórmulas que hemos mencionado se llaman **fórmulas condensadas** y expresan qué átomos y cuántos de cada uno forman la molécula de un compuesto. Pero los químicos han llegado más adelante y han podido determinar en qué forma están ligados esos elementos, lo cual se representa mediante fórmulas aparentemente más complicadas que se llaman **fórmulas estructurales** o fórmulas desarrolladas, a partir del concepto de valencia de que se habló antes y que ahora detallaremos (más correctamente debieran llamarse **fórmulas semiestructurales** porque no indican la distribución espacial de los átomos).

La facultad que tienen unos átomos para unirse con otros la representaremos gráficamente *imaginando* que tuvieran uno o más ganchos con los cuales se ligaran entre sí, como se ilustra a continuación:

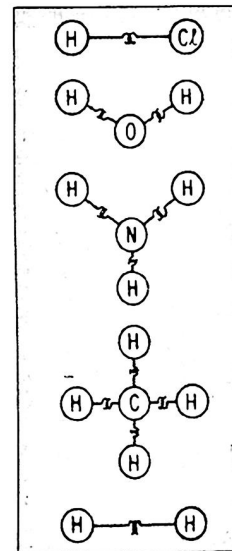
representaría la molécula de cloruro de hidrógeno, cuya fórmula es **H Cl**

representaría la molécula de agua, cuya fórmula es **H<sub>2</sub>O**: el índice 2 quiere decir que hay dos átomos de **H**, en cambio como sólo hay un átomo de **O** no se le pone ningún índice.

representaría la molécula de amoníaco en estado gaseoso, cuya fórmula es **NH<sub>3</sub>**

representaría la molécula de metano, cuya fórmula es **CH<sub>4</sub>**,

representaría la molécula de hidrógeno, cuya fórmula es **H<sub>2</sub>**



#### VOCABULARIO

**FORMULA ESTRUCTURAL.**—Fórmula en la cual se representan de una manera convencional los enlaces que retienen ligados entre sí los átomos que constituyen una molécula. El uso de estas fórmulas es muy útil especialmente en la química del carbono. En muchos casos esos enlaces no están en un plano (como en las figuras de esta página) sino en el espacio.

De acuerdo con esas representaciones gráficas se dice que el cloro es **monovalente**, el oxígeno es **bivalente**, el nitrógeno **trivalente** y el carbono **tetravalente**, porque se unen respectivamente con uno, dos, tres y cuatro átomos de hidrógeno. Lo anterior se expresa, a veces, diciendo que el cloro puede formar un enlace, el oxígeno dos enlaces, el nitrógeno tres enlaces y el carbono cuatro enlaces.

NOTA.—A veces en vez de los prefijos griegos mono, bi, tri, tetra, etc., se usan los prefijos latinos uni, di, ter, cuadri, etc.

**Valencia** o número de combinación de un elemento es el *número de enlaces que un átomo del elemento puede formar con otros átomos.*

El hidrógeno en estado gaseoso no está formado por átomos del elemento, sino por moléculas formadas cada una por dos átomos, ligados entre sí mediante el enlace que hemos **imaginado** que tiene cada átomo de hidrógeno. Se dice que el hidrógeno es diatómico, o que su **atomicidad** es 2, porque está formado por dos átomos.

2.—*Casos en que no se forman moléculas.* Comparemos estos dos compuestos: **HCl**, **NaCl**: las fuerzas que mantienen ligados los átomos de hidrógeno y de cloro son muy diferentes de las que ligan el sodio con el cloro, según se explicará en la pág. 81. De hecho, si bien podemos hablar de una molécula de **HCl**, no es correcto hablar de una molécula de **NaCl**.

A pesar de eso usamos en ambas fórmulas el término **valencia**.

3.—*Cómo recordar la valencia de los elementos.* Al hacer el análisis de **HCl** se encuentra que por cada masa atómica de **Cl** (35.5 partes) hay una masa atómica de **H** (una parte), o sea que por cada átomo de cloro hay un átomo de hidrógeno. Entonces se dice que la valencia del cloro es 1 y que la del hidrógeno es 1.

Por otra parte, al analizar el **NaCl** se encuentra que por cada masa atómica de **Na** (23 partes) hay una masa atómica de **Cl** (35.5 partes). Entonces se dice que el **Na** tiene el mismo número de combinación que el **Cl**, o sea que su valencia es también 1, como el hidrógeno y el cloro.

En cambio, en el **H<sub>2</sub>O** por cada 2 masas atómicas de **H** hay una masa atómica de **O**; entonces se dice que la valencia del oxígeno es 2.

En forma semejante, ya que el cloruro de bario tiene de fórmula **BaCl<sub>2</sub>**, diremos que la valencia del bario es 2.

Así pues, para recordar la valencia de los elementos, en los casos más sencillos, basta conocer la fórmula de compuestos en los que intervenga el elemento y recordar que la valencia del **H** es 1 y la de **O** es 2.

Entonces, si un átomo de un elemento se une con un átomo de **H** es **monovalente**; si se une con dos átomos de hidrógeno (o con uno de oxígeno) es **bivalente**, etc.

Por ejemplo, conociendo las fórmulas **HCl**, **HI**, **HBr**, deducimos que el **Cl**, el **I** y el **Br** son monovalentes.

Conociendo la fórmula **H<sub>2</sub>S**, se deduce que el **S** es bivalente pues se une con dos átomos monovalentes.

La fórmula **FeS** nos hace saber que el **Fe** es del mismo número de combinación que el **S** (dos).

En cambio la fórmula **SO<sub>2</sub>** indica que aquí el azufre tiene valencia 4 (puesto que se combina con dos oxígenos bivalentes). Y como también hay un compuesto **SO<sub>3</sub>**, en él la valencia del azufre es 6. Así pues, hay elementos que tienen varias valencias, o sea, cuya capacidad de combinación es variable.

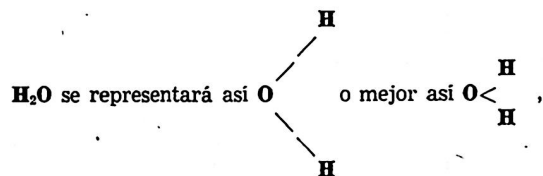
En general, el hidrógeno y los metales tienen valencias positivas; los elementos no metálicos tienen valencias negativas.

En la página 73 ya se habló de *valencias positivas y valencias negativas*. En general, el hidrógeno y los metales tienen valencias positivas porque, al tomar parte en una combinación química, ceden sus electrones periféricos, con lo que quedan en desequilibrio con respecto a los protones del núcleo, manifestándose una carga positiva igual al número de electrones que ceden al reaccionar.

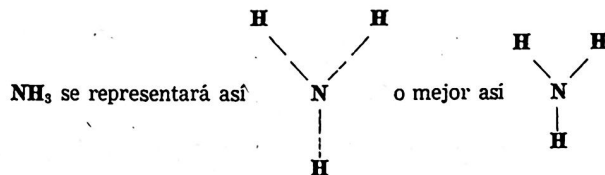
Los elementos no metálicos tienen valencias negativas porque, al combinarse, toman los electrones periféricos del elemento con que se unen, manifestándose una carga negativa por el exceso de electrones, carga que es igual al número de electrones que aceptan al combinarse.

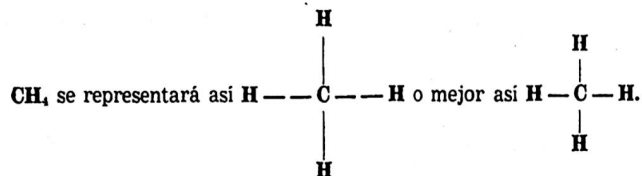
4.—*Fórmulas estructurales.* En las fórmulas estructurales representadas con ganchitos anteriormente se puede simplificar el esquema haciendo salir del símbolo de cada átomo tantas rayitas como indique su valencia:

**HCl** se representará así  $\text{H} \text{---} \text{Cl}$ , o más fácilmente así  $\text{H} \text{---} \text{Cl}$ ,



**H<sub>2</sub>** se representará así  $\text{H} \text{---} \text{H}$  o mejor así  $\text{H} \text{---} \text{H}$ ,





El uso de estas fórmulas estructurales es especialmente útil en la química de los compuestos del carbono, con la aclaración de que al representarlas en el papel, las líneas de unión o enlaces entre los átomos, están en un plano, pero en realidad, como las moléculas son estructuras en el espacio, los enlaces también deben representarse en el espacio, con esferitas y varillas para acercarse más a la realidad.

#### C.—Los electrones y las propiedades químicas.

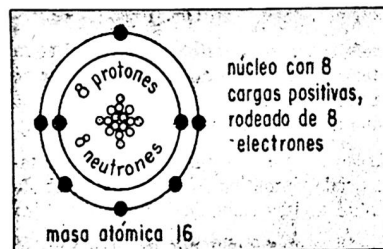


Fig. 15.—Estructura del átomo de oxígeno.

De los electrones interiores no nos ocuparemos, sino sólo de los de la capa o nivel exterior, que se llaman *electrones de valencia*. Se ha podido comprobar que ese nivel exterior tiene un electrón en unos átomos, dos en otros, tres en otros, cuatro, cinco, seis, siete u ocho como máximo.

Los átomos que tienen un electrón en su nivel exterior (grupo I-A de la clasificación periódica), así como los que tienen siete electrones (grupo VII-A de la clasificación periódica), son químicamente muy activos, y su valencia es uno.

Los que tienen dos electrones (grupos II de la clasificación) y los que tienen seis (grupo VI-A de la clasificación) son menos activos que los anteriores y ordinariamente son de valencia 2.

Los que tienen tres electrones y los que tienen cinco son de valencia

#### VOCABULARIO

**ESTRUCTURA ELECTRONICA DE UN ATOMO.** — Se dice que un elemento químico es muy activo cuando fácilmente se combina con otro u otros.

tres y todavía menos activos (véase en la Tabla periódica los grupos III y V, respectivamente).

Los que tienen cuatro electrones son de valencia 4 y forman multitud de compuestos (grupo IV-A).

Finalmente, los elementos que tienen en su corteza exterior ocho electrones son **nulivalentes**, o sea que su actividad química es nula: no se combinan con ningún otro elemento a temperaturas ordinarias (grupo 0 de la clasificación). La interpretación de este hecho experimental es que esa estructura, caracterizada por ocho electrones exteriores es la más estable posible (en contraposición con las estructuras electrónicas del nivel exterior en los demás átomos, que por tener menos de ocho electrones, presentan tendencia a reaccionar). Por esa falta de actividad química, los gases que forman este grupo se llaman *gases inertes* (el helio también forma parte de ese grupo de elementos inertes, pero sólo tiene 2 electrones).

En general, si por algún procedimiento químico a un átomo con uno o dos electrones en su nivel exterior se le puede privar de ellos, quedando entonces el siguiente nivel como exterior con 8 electrones, presenta una estructura estable; o bien, si un átomo con seis o siete electrones en su nivel exterior puede aumentar el número de electrones exteriores hasta 8 quedará tan estable como los gases inertes.

En forma semejante al hecho de que todos los cuerpos tienden a caer, es **regla general que las estructuras químicas** (desde algunas muy complejas hasta los simples átomos) tienden a dar, recibir o por lo menos a **compartir electrones para que los átomos alcancen la estructura estable de 8 electrones en el nivel exterior**.

De hecho, la química es el estudio de la manera cómo se obtienen esas estructuras estables y de los fenómenos que ocurren durante esos procesos.

Por otra parte, los elementos que tienen uno, dos o tres electrones en su nivel exterior son del grupo de los metales (ocupan las columnas I, II y III de la Tabla de los elementos y se dice que tienen una **valencia positiva de 1, 2 ó 3, respectivamente**).

En cambio, los que tienen cinco, seis o siete electrones en su nivel

#### VOCABULARIO

**NULIVALENTE.**—De valencia cero, o sea que no se combina con ningún elemento o, si se combina, los compuestos no son estables a temperaturas ordinarias. Los gases inertes o nobles son nulivalentes.

**GASES INERTES.** — Se dice que un elemento químico es inerte cuando no presenta tendencia a combinarse con

otros elementos. Los gases inertes, que se encuentran en el grupo 0 de la Tabla de Mendeleief, tienen 8 electrones en su nivel exterior de energía (el helio sólo 2).

**ESTRUCTURA ESTABLE.** — Se dice que un átomo tiene estructura estable cuando contiene 8 electrones en su nivel de energía exterior.



exterior son del grupo de los no metales (ocupan las columnas V-A, VI-A y VII-A de la Tabla de los elementos, y tienen valencias negativas de 3, 2 y 1, respectivamente).

Así pues, hay una relación íntima entre el número de electrones del nivel de valencia y las propiedades químicas de los elementos.

#### D.—Combinación química por electrovalencia.

1.—**Enlace iónico.** De acuerdo con lo explicado en el tema anterior veamos qué es lo que ocurre al unirse los átomos de un metal con los de un no metal, por ejemplo, los átomos de sodio, que tienen un electrón en su capa exterior y los átomos de cloro, que tienen siete electrones en su capa exterior (Fig. 16) y que, como sabemos, se unen para formar el  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ .

En la figura 16 se han representado los once electrones que rodean al núcleo del Na (que tiene once protones) y también los diecisiete electrones que rodean el núcleo de Cl, que tiene diecisiete protones.

Fijemos nuestra atención en la penúltima capa de ambos elementos: ambas tienen ocho electrones. Se dice que esa capa tiene una **configuración estable**, porque es la misma configuración que tienen en su capa exterior los elementos de actividad química nula (los nulivalentes).

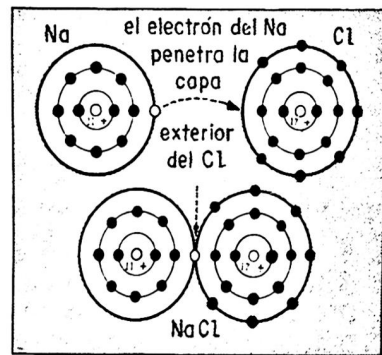


Fig. 16.—Representación esquemática del enlace iónico del cloruro de sodio.

Al unirse los dos átomos, el electrón exterior del sodio penetra en el lugar de la capa exterior del cloro que está "vacante" y que puede admitir, por tanto, un electrón más.

En esas condiciones el Na pierde un electrón y, según se estudia en Física, perder un electrón es equivalente a ganar una carga positiva, y por tanto se forma un **ion positivo**. En cambio el cloro gana un electrón, y por tanto constituye un **ion negativo**. Entonces el ion positivo de  $\text{Na}^+$  y el negativo de  $\text{Cl}^-$  se atraen y esa es la fuerza que mantiene unidos los iones.

#### VOCABULARIO

**ION.**—Átomo o grupo de átomos, molécula o grupo de moléculas que poseen carga eléctrica.

**UNION IONICA O ENLACE IONICO.**—Unión entre iones, que se mantiene debido a las fuerzas de atracción electrostáticas.

También así se explica por qué en el  $\text{NaCl}$  disuelto hay iones  $\text{Na}^+$  y iones  $\text{Cl}^-$ , según se verá al estudiar esos elementos.

En la figura 16 se observa que al unirse los iones, el Na adquiere una configuración estable ya que lo que entonces le queda como capa exterior es la penúltima, o sea la que tiene ocho electrones. Igualmente, el Cl adquiere una configuración estable porque su capa exterior queda también con ocho electrones.

Puesto que se ha obtenido estabilidad para los dos átomos, ya no hay tendencia a cambios de electrones y por consiguiente queda terminada la reacción.

Después de la reacción cada átomo queda con estructura de gas inerte y por eso el compuesto tiene propiedades diferentes de las que tenía cada uno de los elementos antes de combinarse. El sodio es un metal que reacciona intensamente con el agua, el cloro es un gas venenoso, y sin embargo su combinación es la sal de cocina que no tiene ninguna de las características de los elementos que la constituyen.

Se dice que el Na tiene una **valencia positiva** (+1) porque puede ceder un electrón al unirse con otro átomo, quedando entonces como ion positivo con 11 protones y 10 electrones.

En cambio se dice que el Cl tiene una **valencia negativa** (—1) porque toma un electrón del otro átomo con el que se une, quedando entonces como ion negativo con 18 electrones y 17 protones.

Las uniones entre átomos en la forma que se acaba de indicar se llaman **uniones iónicas, o por electrovalencia**.

Los átomos electrizados que quedan después de la transferencia del electrón se llaman **iones** y se representan por  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ .

Existe la costumbre de llamar **moléculas** a las partículas constituidas por dos o más átomos o iones. Sin embargo, esta palabra no es correcta para el caso de sustancias formada por iones, ya que ellos no están unidos, de dos en dos, sino en una forma más complicada.

Es imposible que exista un solo ion de sodio y uno solo de cloro; siempre ocurre la reacción con multitud de iones de uno y de otro. Por eso al efectuarse la combinación, las fuerzas de atracción entre todos esos iones de cargas opuestas dan lugar a que los iones positivos de  $\text{Na}^+$  y los negativos de  $\text{Cl}^-$  adopten posiciones geométricas ordenadas en forma regular, las cuales constituyen los cristales de cloruro de sodio. Por consiguiente un cristal de cloruro de sodio no está formado de moléculas  $\text{NaCl}$ , que tengan existencia independiente como las moléculas de  $\text{Cl}_2$  o como las de  $\text{O}_2$ , sino que está formado de iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  en igual número.

#### VOCABULARIO

**CONFIGURACION ESTABLE.**—Es lo mismo que estructura estable de un átomo.

**IONIZADO.**—Se dice que un cuerpo

está ionizado cuando contiene partículas con carga eléctrica (positivas y negativas) por la acción de algún fenómeno físico o químico.



2.—*Valencias positivas y valencias negativas.* De acuerdo con lo anterior, si un elemento tiene dos valencias positivas, quiere decir que puede perder los dos electrones de su capa electrónica exterior.

En cambio, si un elemento tiene dos valencias negativas, quiere decir que su nivel exterior de 6 electrones puede ganar otros dos. Y así sucesivamente.

Hay elementos que tienen dos, tres o más electrones que ceder o que recibir; esos elementos se llaman divalentes, trivalentes, etc.

Así, por ejemplo, el oxígeno tiene espacio para dos electrones, y debe recibir los dos a la vez, no uno solo y quedar con un espacio pendiente de llenar. El metal calcio tiene dos electrones que ceder. No puede desprenderse de uno y conservar otro, tiene que ceder los dos al mismo tiempo. De esa manera, si reacciona un átomo de calcio con uno de oxígeno, los dos "huecos" de éste son ocupados por los dos electrones que puede dar el calcio. Se forma así un compuesto de oxígeno y calcio, el óxido de calcio  $\text{CaO}$  (de fórmula estructural  $\text{Ca} = \text{O}$ ).

Pero si el calcio reacciona con el cloro, que es monovalente, se requieren dos átomos de este elemento, cada uno de los cuales toma un electrón del calcio, como se muestra esquemáticamente en la figura 17. Se forma así el compuesto llamado cloruro de calcio  $\text{CaCl}_2$  de fórmula es-

tructural  $\text{Ca} < \begin{matrix} \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{matrix}$ .

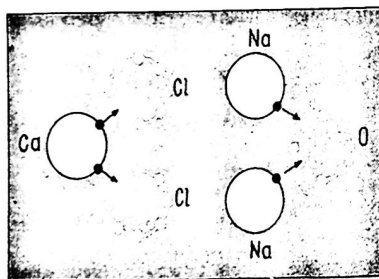


Fig. 17.—Combinaciones del calcio con el cloro y del sodio con el oxígeno.

De manera semejante el óxido de sodio  $\text{Na}_2\text{O}$  de fórmula estructural  $\begin{matrix} \text{Na} \\ \text{Na} \end{matrix} > \text{O}$  se forma como se ve en la figura 17.

Se llama *valencia iónica* o *electrovalencia* (o simplemente valencia) al número de electrones que un elemento puede ceder o recibir. Así, de acuerdo con los ejemplos anteriores, la valencia del  $\text{Ca}$  es  $+II$ , la del  $\text{O}$  es  $-II$ , la del  $\text{Na}$  es  $+I$  y la del  $\text{Cl}$  es  $-I$ .

#### E.—Combinación química por covalencia. Moléculas.

Al unirse dos átomos de cloro para formar una molécula del gas, la unión no es porque se atraigan iones, sino porque en virtud de un mecanismo especial se forma una pareja de electrones que forman parte tanto

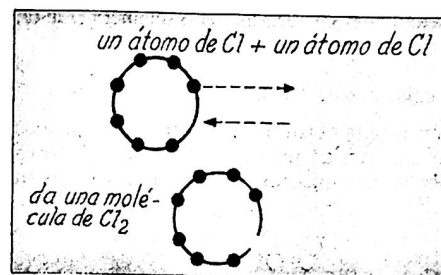


Fig. 18.—Unión covalente o no polar de la molécula de cloro.

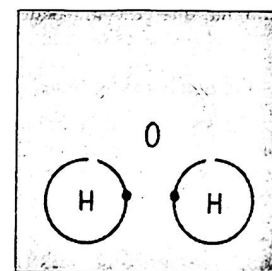


Fig. 19.—Una molécula de agua.

de un átomo como del otro, como se representa esquemáticamente en la figura 18. Esta manera de ligarse los átomos se llama **enlace no polar o unión covalente**. Mientras esos dos átomos de cloro permanezcan juntos, sus niveles exteriores de electrones tienen estructura de gas inerte y forman moléculas estables. No se pueden formar iones, y si la molécula se rompe, se forman los átomos de nuevo en estado neutro.

En este caso el enlace no consiste en el paso de un electrón de un átomo a otro, sino en que comparten dos electrones, cada uno de ellos proporcionado por cada átomo. Este tipo de valencia se llama **covalencia**.

Un ejemplo muy importante de covalencia es el de la molécula de agua (Fig. 19). En ella los seis electrones del oxígeno completan su estructura de gas inerte con los electrones de los dos átomos de hidrógeno.

Los átomos de hidrógeno en el agua no están en los extremos opuestos del átomo de oxígeno, sino en la forma que ilustra la Fig. 19. Por otra parte, no todas las moléculas de agua conservan esa estructura, sino que en algunas de ellas, un átomo de hidrógeno se escapa de su molécula y deja el otro átomo de hidrógeno ligado al oxígeno. En virtud de tal circunstancia se forman iones positivos  $\text{H}^+$  y iones negativos de oxhidrilo  $\text{OH}^-$ . Se dice que el agua está ionizada (1 g de ion  $\text{H}^+$  por cada 10 000 000 de litros de agua).

NOTA.—Cabe aclarar que en rigor los iones  $\text{H}^+$  se unen a moléculas de agua formando iones oxonio  $\text{H}_3\text{O}^+$  o sea  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ . Al hablar en la página 176 del pH y de las diversas reacciones en las que interviene el ion hidrógeno  $\text{H}^+$ , debiera más bien hablarse del ion oxonio; sin embargo, todavía no se ha generalizado mucho esta manera de considerar la ionización

#### VOCABULARIO

**COVALENCIA.**—Enlace entre dos átomos de tal manera que comparten dos electrones, cada uno proporcionado por cada átomo.

del agua, que es como ocurre realmente. (Al escribir  $H^+$  solamente, se da como sobreentendido que se refiere al ion hidratado  $H_3O^+$ ).

*F.—Combinación química por enlace coordinado.*

En este tipo de combinación hay también dos electrones compartidos por dos átomos, pero no es un electrón de un átomo y el otro del otro átomo, como en la unión covalente, sino que ambos electrones pertenecen a uno solo de los átomos.

## UNIDAD V

### NOTACION QUIMICA. NOMENCLATURA QUIMICA. PRINCIPALES FUNCIONES DE LA QUIMICA INORGANICA

#### OXIDOS Y SU CLASIFICACION

Los óxidos son compuestos binarios formados por *oxígeno* y otro elemento, ya sea *metal* o *no metal*. Se clasifican en:

- Oxidos con tendencia ácida o anhídridos.
- Oxidos con tendencia básica u óxidos básicos.
- Peróxidos.

#### a) Oxidos anhídridos o ácidos.

Son ciertos compuestos binarios de *oxígeno* con un *no metal*. Su característica fundamental es que se combinan con el agua formando ácidos. Es esta reacción la que explica el nombre de "anhídrido", que quiere decir "sin agua", porque al quitar agua a un ácido se obtiene el anhídrido de dicho ácido.

#### NOMENCLATURA

Se pueden considerar tres casos, es decir cuando el no metal da lugar a la formación de uno, dos o cuatro anhídridos.

#### A.—El no metal forma cuatro anhídridos.

1.—Para designar el primer anhídrido, o sea aquel para el cual el *no metal* presenta la mayor valencia, se emplea como nombre genérico la palabra *anhídrido*; para obtener el nombre específico, al nombre del no metal se le añade el prefijo *per* y el sufijo *ico*.

2.—Para el anhídrido correspondiente a la siguiente valencia del no metal (en orden decreciente), el nombre específico es igual al del ante-

rior anhídrido, pero suprimiendo el prefijo *per* y conservando el sufijo *ico*.

3.—En el anhídrido correspondiente a la valencia siguiente inferior del no metal, se usará el nombre del anterior, cambiando el sufijo *ico* por *oso*.

4.—Por último, en el caso de la mínima valencia del *no metal*, al nombre del anterior anhídrido se le agrega el prefijo *hipo*.

Ejemplos:

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$Br_2 O_7$	anhídrido	<i>perbrómico</i>
$Br_2 O_6$	anhídrido	<i>brómico</i>
$Br_2 O_3$	anhídrido	<i>bromoso</i>
$Br_2 O$	anhídrido	<i>hipobromoso</i>

#### B.—El no metal da lugar a dos anhídridos.

1.—El anhídrido en que el no metal se combina con la mayor valencia, se nombra agregando el sufijo *-ico* al nombre del no metal.

2.—Cuando el no metal presenta la mínima valencia se añade a su nombre el sufijo *-oso*, para formar el nombre específico. Así, como ejemplo de este caso podemos tomar los compuestos oxidados del selenio.

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$Se O_6$	anhídrido	<i>selénico</i>
$Se O_2$	anhídrido	<i>selenioso</i>

#### C.—El no metal da lugar a un solo anhídrido.

El nombre genérico es anhídrido y el específico el nombre del no metal con el sufijo *-ico*. Por ejemplo:

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$Ge O_2$	anhídrido	<i>germánico</i>
$Si O_2$	anhídrido	<i>silícico</i>
$CO_2$	anhídrido	<i>carbónico</i>

## b) Óxidos básicos.

Son compuestos binarios de oxígeno y un metal, y presentan la propiedad de que al combinarse con el agua forman bases o hidróxidos, según se detallará en la página 94.

## NOMENCLATURA

Se pueden considerar tres casos:

*Primero.*—Los metales alcalinos del grupo I-A, tales como **K**, **Na**, **Li**, etcétera, y los alcalinotérreos del grupo II-A, como el **Be**, **Ca**, **Sr**, dan lugar a un solo óxido. Para nombrarlos se emplea como nombre genérico la palabra óxido y, como nombre específico, el nombre del metal seguido del sufijo *ico*; o bien, la preposición *de* seguida del nombre del metal. Por ejemplo:

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{Na}_2\text{O}$	óxido	sódico o de sodio
$\text{Li}_2\text{O}$	óxido	lítico o de litio
$\text{BeO}$	óxido	berílico o de berilio
$\text{MgO}$	óxido	magnésico o de magnesio

*Segundo.*—En este segundo caso entran algunos metales de los grupos I-B y II-B tales como el **Cu**, **Hg** y **Au**; así como también algunos del grupo VII-B como el **Fe**, **Co**, **Ni**, **Pt** y **Pd**, que dan lugar a dos óxidos. Para nombrarlos, se usa aquí también el nombre genérico óxido, y el específico se forma con el nombre del metal y la terminación *-ico* cuando éste presenta su mayor valencia. Para el óxido de menor valencia, el nombre específico se forma agregándole al nombre del metal la terminación *-oso*. Por ejemplo:

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{Cu}_2\text{O}$	óxido	cuproso
$\text{CuO}$	óxido	cúprico
$\text{Hg}_2\text{O}$	óxido	mercuroso
$\text{HgO}$	óxido	mercúrico
$\text{Au}_2\text{O}$	óxido	auroso
$\text{Au}_2\text{O}_3$	óxido	áurico
$\text{FeO}$	óxido	ferroso
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	óxido	férrico

## c) Peróxidos

*Tercero.*—Los elementos de transición al combinarse con el oxígeno formarán, generalmente, *óxidos* si la valencia positiva o número de oxidación es inferior a 4, y formarán *anhídridos*, si es mayor de 4. Tomaremos como ejemplo a los elementos cromo (**Cr**) y manganeso (**Mn**) que pertenecen a los grupos VI-B y VII-B, respectivamente.

El cromo trabaja con valencias 2, 3 y 6, por lo tanto dará lugar a dos óxidos básicos y a un anhídrido.

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{CrO}$	óxido	cromoso
$\text{Cr}_2\text{O}_3$	óxido	crómico
$\text{CrO}_3$	anhídrido	crómico

El manganeso trabaja con las siguientes valencias: 2, 3, 4, 6, 7; por lo tanto dará lugar a 3 óxidos y 2 anhídridos.

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{MnO}$	óxido	manganoso
$\text{Mn}_2\text{O}_3$	óxido	mangánico
$\text{MnO}_2$	bióxido	de manganeso
$\text{MnO}_3$	anhídrido	mangánico
$\text{Mn}_2\text{O}_7$	anhídrido	permangánico

Al  $\text{MnO}_2$  por no tener una función ácida o básica definida se le denomina simplemente *bióxido de manganeso*.

## c) Peróxidos.

Son compuestos binarios de oxígeno y un metal. En estos compuestos hay un enlace entre dos átomos de oxígeno, como se aclara en las "fórmulas desarrolladas" del siguiente cuadro, que no hay en los óxidos ni en los anhídridos. La *nomenclatura de los peróxidos*, es como sigue:

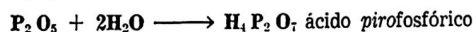
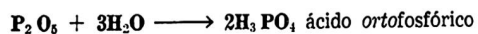
El nombre genérico será la palabra *peróxido* y el específico el nombre del metal precedido de la preposición *de*.

FORMULA	FORMULA DESARROLLADA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{Na}_2\text{O}_2$ $\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{Na}-\text{O}-\text{O}-\text{Na}$ $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$	peróxido peróxido	de sodio de hidrógeno
$\text{BaO}_2$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Ba} \quad \quad \text{O} \end{array}$	peróxido	de bario

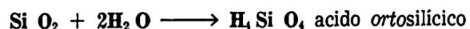
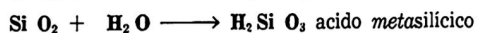
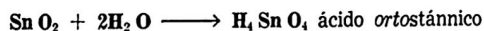
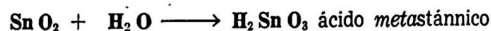
#### d) Reacción de los anhídridos con el agua.

Los anhídridos al reaccionar con el agua dan lugar a los compuestos llamados *oxiácidos*.

Si un mismo anhídrido da varios ácidos (oxiácidos) al reaccionar con agua, llamaremos *orto* al que se forma a partir de 1 molécula de anhídrido y 3 de agua; *piro*-, si son 2 moléculas de agua, y *meta*-, si es 1 molécula de agua. *Ejemplos*:



Cuando un solo anhídrido da lugar a dos oxiácidos llamaremos *orto*- al que se forma a partir de una molécula de anhídrido y dos moléculas de agua; y *meta*-, si se forma de una sola molécula de agua. Por ejemplo:



## ACIDOS Y BASES

### a) Ácidos.

#### A.—Clasificación de los ácidos.

Se llaman ácidos a las sustancias que en solución acuosa proporcionan iones hidrógeno o protones ( $\text{H}^+$ ), los cuales pueden reaccionar con una molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  para dar el ion ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) llamado *hidronio* u *oxonio*. Debe entenderse que los iones ( $\text{H}^+$ ) son cedidos por la sustancia que se disuelve en el agua, pues, como se verá después, hay compuestos que al disolverse en agua causan un rompimiento de las moléculas de agua, dando lugar a la formación de iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) y iones oxhidrilo ( $\text{OH}^-$ ). Al final del libro hay un capítulo completo sobre nomenclatura; allí se hablará del concepto "residuo halogénico", que tiene importancia en la nomenclatura de los ácidos.

En general, podemos dividir a los ácidos en dos grupos: *hidrácidos* y *oxiácidos*.

#### B.—Reglas de nomenclatura.

Por ser este tipo de compuestos más complejos en lo que se refiere a su estructura química, no abordaremos la nomenclatura en la misma forma que para los óxidos y anhídridos, sino que lo haremos presentando dos casos:

1.—Conociendo la fórmula determinar el nombre del ácido, y

2.—Sabiendo el nombre, determinar la fórmula del ácido.

1. **HIDRACIDOS.**—Son los compuestos binarios del hidrógeno con los no metales de los grupos VII-A y VI-A de la Tabla Periódica (exceptuando el oxígeno, que al combinarse con el hidrógeno forma agua).

*Primer Caso: Fórmula conocida, nombre desconocido.*

a) Identificación del hidrácido: Para ello se ve si la molécula del compuesto sólo contiene hidrógeno y un no metal. De ser así, el compuesto es un hidrácido.

b) En todos los ácidos (sean hidrácidos u oxiácidos) la palabra genérica es *ácido*, y en los hidrácidos la palabra específica, o sea la que nos definirá el nombre del compuesto, será el nombre del no metal con el sufijo *-hídrico*.

Para ilustrar esta regla utilizaremos los elementos no metálicos de los grupos VI-A y VII-A de la Tabla de MENDELEIEF (exceptuando el oxígeno), por ser los que más comúnmente forman hidrácidos.

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$H_2 S$	ácido	sulfhídrico (no azufhídrico)
$H_2 Se$	ácido	selenhídrico
$H_2 Te$	ácido	telurhídrico
$H_2 F_2$	ácido	fluorhídrico
$H Cl$	ácido	clorhídrico
$H Br$	ácido	bromhídrico
$H I$	ácido	yodhídrico

*Segundo Caso: Nombre conocido, fórmula desconocida.*

a) El primer paso será escribir el hidrógeno poniendo encima su valencia (siempre +1). Al lado del hidrógeno se escribe el símbolo del no metal poniendo arriba su valencia *mínima* negativa.

b) Los números que expresan la valencia de un elemento pasan como subíndices del elemento acompañante. Como el hidrógeno actúa siempre con valencia uno, el no metal quedará sin subíndice, pues en las fórmulas nunca se pone el subíndice 1.

*Ejemplos:*

NOMBRE	PROCEDIMIENTO	FORMULA
ácido selenhídrico	$H^{+1} \quad Se^{-2}$	$H_2 Se$
ácido telurhídrico	$H^{+1} \quad Te^{-2}$	$H_2 Te$
ácido fluorhídrico	$H^{+1} \quad F^{-1}$	$H F$
ácido clorhídrico	$H^{+1} \quad Cl^{-1}$	$H Cl$

2. OXIÁCIDOS.—Son compuestos ternarios de hidrógeno, oxígeno y un no metal. En ellos el protón está unido a un átomo de oxígeno y éste, a su vez, se encuentra enlazado al átomo central (no metal). Estos compuestos se consideran derivados de los anhídridos, ya que al reaccionar éstos con el agua producen oxiácidos, como se vio anteriormente.

*Primer Caso: Fórmula conocida, nombre desconocido.*

a) Identificación del oxiácido: Si además del hidrógeno característico, encontramos un no metal unido al oxígeno tendremos un oxiácido.

b) El nombre genérico es ácido y el específico, el nombre del no metal con los prefijos y sufijos correspondientes, de acuerdo con la valencia con que actúe el no metal, según la siguiente tabla:

VALENCIAS	PREFIJO	SUFIJO
<i>Fija:</i> una sola	—	-ico
<i>Variables:</i>		
Valencia 1 y 2	hipo-	-oso
Valencia 3 y 4	—	-oso
Valencia 5 y 6	—	-ico
Valencia 7 y 8	per-	-ico

3.—Ya que la palabra específica depende de las valencias del no metal, es preciso saber cómo averiguarlas. Para ello partimos de que siempre el hidrógeno actúa con una valencia positiva y el oxígeno con dos negativas. Ahora, como en toda la molécula el total de valencias positivas es igual al total de valencias negativas, la valencia del no metal se encontrará por diferencia. Veamos algunos ejemplos.

$+2 +6 -8$  Tenemos  $2(H^{+}) = 2$  valencias positivas.  
 $H_2 S O_4$  „  $4(O^{-}) = 8$  valencias negativas.

El azufre debe tener +6 para que sumadas a las 2+ de los hidrógenos tengamos, el total de positivas igual al total de negativas (—8).

Otro ejemplo:  $H_3 As O_4$  :  $3(+1) = +3$  „  $+5$  „  $4(-2) = -8$   
 $H_3$  As  $O_4$

El As debe tener +5 para que el total de positivas neutralice las 8 valencias negativas. *Ejemplos:*

FORMULA	TOTAL DE VALENCIAS	VALENCIA DEL NO METAL	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO (ver tabla de prefijos y sufijos)
HClO	$\overset{+1}{\text{H}} \overset{+1}{\text{Cl}} \overset{-2}{\text{O}}$	+1	ácido	hipocloroso
HClO <sub>2</sub>	$\overset{+1}{\text{H}} \overset{+3}{\text{Cl}} \overset{-4}{\text{O}_2}$	+3	„	cloroso
HClO <sub>3</sub>	$\overset{+1}{\text{H}} \overset{+5}{\text{Cl}} \overset{-6}{\text{O}_3}$	+5	„	clórico
HClO <sub>4</sub>	$\overset{+1}{\text{H}} \overset{+7}{\text{Cl}} \overset{-8}{\text{O}_4}$	+7	„	perclórico
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$\overset{+2}{\text{H}_2} \overset{+4}{\text{S}} \overset{-6}{\text{O}_3}$	+4	„	sulfuroso
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$\overset{+2}{\text{H}_2} \overset{+6}{\text{S}} \overset{-8}{\text{O}_4}$	+6	„	sulfúrico
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	$\overset{+2}{\text{H}_2} \overset{12/2=+6}{\text{S}_2} \overset{-14}{\text{O}_7}$	+6	„	disulfúrico (nomenclatura especial)
HNO <sub>2</sub>	$\overset{+1}{\text{H}} \overset{+3}{\text{N}} \overset{-4}{\text{O}_2}$	+3	„	nitroso
HNO <sub>3</sub>	$\overset{+1}{\text{H}} \overset{+5}{\text{N}} \overset{-6}{\text{O}_3}$	+5	„	nítrico
H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub>	$\overset{+3}{\text{H}_3} \overset{+1}{\text{P}} \overset{-4}{\text{O}_2}$	+1	„	hipofosforoso
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	$\overset{+3}{\text{H}_3} \overset{+3}{\text{P}} \overset{-6}{\text{O}_3}$	+3	„	fosforoso
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$\overset{+3}{\text{H}_3} \overset{+5}{\text{P}} \overset{-8}{\text{O}_4}$	+5	„	fosfórico
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$\overset{+2}{\text{H}_2} \overset{+6}{\text{Cr}} \overset{-8}{\text{O}_4}$	+6 (el Cr tiene valencia variable)	„	crómico
HMnO <sub>4</sub>	$\overset{+1}{\text{H}} \overset{+7}{\text{Mn}} \overset{-8}{\text{O}_4}$	+7	„	permangánico
H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	$\overset{+2}{\text{H}_2} \overset{+6}{\text{Mn}} \overset{-8}{\text{O}_4}$	+6	„	mangánico
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	$\overset{+3}{\text{H}_3} \overset{+5}{\text{As}} \overset{-8}{\text{O}_4}$	+5	„	arsénico

FORMULA	TOTAL DE VALENCIAS	VALENCIA DEL NO METAL	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO (ver tabla de prefijos y sufijos)
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	$\overset{+3}{\text{H}_3} \overset{+3}{\text{As}} \overset{-6}{\text{O}_3}$	+3	ácido	arsenioso
H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	$\overset{+2}{\text{H}_2} \overset{+4}{\text{Se}} \overset{-6}{\text{O}_3}$	+4	„	selenioso
H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	$\overset{+2}{\text{H}_2} \overset{+6}{\text{Se}} \overset{-8}{\text{O}_4}$	+6	„	selénico
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$\overset{+2}{\text{H}_2} \overset{+4}{\text{C}} \overset{-6}{\text{O}_3}$	+4 (valencia fija)	„	carbónico

Segundo Caso: Nombre conocido, fórmula desconocida.

a) Se escriben uno a continuación del otro, el hidrógeno, el no metal y el oxígeno.

b) Al hidrógeno se le pone como subíndice la valencia característica (ordinariamente la más pequeña) del no metal. (Hay excepciones: a los ácidos derivados del nitrógeno y carbono hay que quitarles dos hidrógenos.)

c) Al no metal se le pone encima la valencia con la cual está trabajando efectivamente (no la característica). Esta valencia efectiva se deduce por el sufijo o prefijo, o ambos, que aparezcan en el nombre específico.

d) Al oxígeno se le pone como subíndice la semisuma de los números escritos (el subíndice del hidrógeno y la valencia del no metal), o sea la suma dividida entre dos.

Ejemplo ilustrativo: Ácido perclórico.

1.— HClO

2.—Su valencia característica es: 1, H<sub>1</sub>ClO

3.—La valencia con que trabaja es: +7, H<sub>1</sub><sup>+7</sup>ClO

4.—  $7 + 1 = 8$ ,  $\frac{8}{2} = 4 \therefore \text{H}_1\text{ClO}_{8/2}; \text{HClO}_4$

Ejemplo de un Caso Excepcional: Ácido nítrico.

1.— HNO

2.—Valencia característica: 3, H<sub>3</sub>NO;  
pero como hay que restar 2 hidrógenos, H<sub>1</sub>NO

3.—Valencia con que trabaja: +5, H<sub>1</sub><sup>+5</sup>NO

4.—  $5 + 1 = 6$ ;  $6/2 = 3 \therefore \text{HNO}_3$  ácido nítrico.



## Ejemplos

NOMBRE	VALENCIAS	FORMULA
ácido arsenioso	valencia característica: 3 valencia con que trabaja: 3	$H_3 \overset{+3}{As} O_3 = H_3 As O_3$
ácido selénico	valencia característica: 2 valencia con que trabaja: 6	$H_2 \overset{+6}{Se} O_4 = H_2 Se O_4$
ácido mangánico	valencia característica: 2 valencia con que trabaja: 6	$H_2 \overset{+6}{Mn} O_4 = H_2 Mn O_4$
ácido hiposulfuroso	valencia característica: 2 valencia con que trabaja: 2	$H_2 \overset{+2}{S} O_2 = H_2 S O_2$
ácido yódico	valencia característica: 1 valencia con que trabaja: 5	$H \overset{+5}{I} O_3 = H I O_3$
ácido hipoyodoso	valencia característica: 1 valencia con que trabaja: 1	$H \overset{+1}{I} O_1 = H I O$
ácido brómico	valencia característica: 1 valencia con que trabaja: 5	$H \overset{+5}{Br} O_3 = H Br O_3$

## b) Bases.

Una base es un compuesto que está formado por la unión de un ion de carácter metálico, ejemplo:  $Fe^{+3}$ ,  $Al^{+3}$ ,  $Na^{+1}$ ,  $Li^{+1}$ , etc., con iones hidroxilo ( $OH^-$ ). A las bases que son solubles se les llama *álcalis*; éstos, en solución acuosa, proporcionan iones hidroxilo y de aquí que se llame también *hidróxidos* a las bases.

Las bases o hidróxidos, se producen al reaccionar un óxido con agua.

## VOCABULARIO

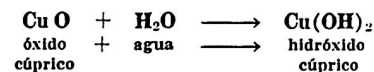
**HIDROXILO** — Radical  $OH^-$ , o sea la agrupación atómica formada por hidrógeno y oxígeno que presenta una carga negativa;  $OH^-$  no es la fórmula de un compuesto.

**HIDROXIDO**. — Compuesto formado por un metal y uno o más radicales

$OH^-$ . En el hidróxido de amonio, el radical positivo amonio hace las veces de metal.

**ALCALI**.—Nombre que se da a las bases solubles, como el hidróxido de sodio  $NaOH$  y el hidróxido de potasio  $KOH$ ; esas bases son fuertes.

## Ejemplos:



## A.—Fórmula conocida, nombre desconocido.

1.—Identificación del compuesto: para ello si en la fórmula aparecen tantos hidrógenos como oxígenos y además un metal podemos tener un hidróxido. Puede presentarse el caso de que tanto el hidrógeno como el oxígeno existan en las mismas cantidades sin que por ello constituyan forzosamente un hidróxido y entonces es preciso un análisis secundario de la fórmula. Para que el compuesto sea hidróxido es preciso que todos los oxígenos e hidrógenos se encuentren unidos formando iones  $OH^-$ ; de no ser así, o sea si los átomos de hidrógeno y oxígeno se encuentran separados, el compuesto será un oxiácido.

2.—Identificada la base o hidróxido utilizaremos como palabra genérica el término *hidróxido*.

3.—(a) Para encontrar la palabra específica, es preciso deducir la valencia con que actúe el metal (2 casos):

I.—Si el metal tiene valencia fija el término específico será el nombre del metal terminado en *ico* o bien hidróxido de "nombre del metal". Ejemplo: hidróxido sódico o hidróxido de sodio.

II.—Si el metal tiene valencia variable, la palabra específica será el nombre del metal y la terminación será *ico*, si el metal trabaja con la mayor valencia, o bien *oso*, si el metal trabaja con la menor valencia.

Nunca se presentan más de dos hidróxidos de un metal dado.

(b) Para obtener las valencias del metal, compensaremos las cargas negativas de los ( $OH^-$ ) con cargas positivas que proporcionarán los metales, siendo éstas las valencias de los mismos:

## VOCABULARIO

**RADICAL**.—Grupo de átomos que en casi todos los cambios químicos se comporta como si fuera una unidad, o sea que pasa intransformado de un compuesto a otro. Un radical tiene valencia y tiene diversas propiedades que lo caracterizan, pero no es una sustancia, porque no se puede recoger aislado; no

puede existir solo, como puede existir un compuesto o un elemento.

**BASE DEBIL**.—La que tiene pocos iones ( $OH^-$ ) en solución.

**BASE FUERTE**.—La que tiene una gran proporción de iones ( $OH^-$ ) en solución.

## Ejemplos:

FORMULA		VALENCIA DEL METAL	NOMBRE
Na OH	$\overset{+1}{\text{Na}} \overset{-1}{\text{OH}}$	+1 (fija)	hidróxido <i>sódico</i> o de sodio
K OH	$\overset{+1}{\text{K}} \overset{-1}{\text{OH}}$	+1 (fija)	hidróxido <i>potásico</i> o de potasio
NH <sub>4</sub> OH *	$\overset{+1}{\text{NH}_4} \overset{-1}{\text{OH}}$	+1 (fija)	hidróxido <i>amónico</i> o de amonio
Ca (OH) <sub>2</sub>	$\overset{+2}{\text{Ca}} \overset{-2}{(\text{OH})_2}$	+2 (fija)	hidróxido <i>cálcico</i> o de calcio
Ba (OH) <sub>2</sub>	$\overset{+2}{\text{Ba}} \overset{-2}{(\text{OH})_2}$	+2 (fija)	hidróxido <i>bárico</i> o de bario
Cu (OH)	$\overset{+1}{\text{Cu}} \overset{-1}{\text{OH}}$	+1 (variable)	hidróxido <i>cuproso</i>
Cu (OH) <sub>2</sub>	$\overset{+2}{\text{Cu}} \overset{-2}{(\text{OH})_2}$	+2 (variable)	hidróxido <i>cúprico</i>
Fe (OH) <sub>2</sub>	$\overset{+2}{\text{Fe}} \overset{-2}{(\text{OH})_2}$	+2 (variable)	hidróxido <i>ferroso</i>
Fe (OH) <sub>3</sub>	$\overset{+3}{\text{Fe}} \overset{-3}{(\text{OH})_3}$	+3 (variable)	hidróxido <i>férrico</i>
Li (OH)	$\overset{+1}{\text{Li}} \overset{-1}{\text{OH}}$	+1 (fija)	hidróxido <i>lítico</i> o de litio
Al (OH) <sub>3</sub>	$\overset{+3}{\text{Al}} \overset{-3}{(\text{OH})_3}$	+3 (fija)	hidróxido de aluminio
Zn (OH) <sub>2</sub>	$\overset{+2}{\text{Zn}} \overset{-2}{(\text{OH})_2}$	+2 (fija)	hidróxido de cinc
Mg (OH) <sub>2</sub>	$\overset{+2}{\text{Mg}} \overset{-2}{(\text{OH})_2}$	+2 (fija)	hidróxido <i>magnésico</i> o de magnesio

\* El NH<sub>4</sub>OH es la única base que no está formada por un metal, sino por un radical, el radical amonio: NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.

Lo usual en el nombre de los hidróxidos con valencia fija, es utilizar la nomenclatura: hidróxido *de* litio, hidróxido *de* potasio, hidróxido *de* plata, etc.

## B.—Nombre conocido, fórmula desconocida.

1.—Se escribe el símbolo del metal y a continuación el radical hidróxido (OH)<sup>-</sup>. Se escribe entre paréntesis para recalcar que es un agrupamiento o radical que en los hidróxidos es inseparable, negativo y monovalente.

2.—Sobre el símbolo del metal se escriben las valencias que le correspondan según el sufijo que lleva el nombre del hidróxido. Si termina en *oso* se le pone al metal su menor valencia; si termina en *ico*, su mayor valencia.

**Nota:** Cuando un metal actúe con una valencia mayor de 4, pierde su carácter metálico y con el oxígeno formará anhídridos en lugar de óxidos metálicos y formarán oxiácidos en vez de hidróxidos, como sucede con el Mn y con el Cr.

La terminación *ico* puede corresponder a un metal con valencia fija. Encima del (OH)<sup>-</sup> se pone una valencia negativa.

3.—Las valencias indicadas se ponen como subíndices del elemento o radical adyacente. Si el metal tiene valencia +1 no se le pone el subíndice al radical hidróxido. No olvidar que el radical (OH) tiene valencia —1, pero como subíndice del metal no se pone el signo menos.

## Ejemplo ilustrativo:

Obtener la fórmula del hidróxido ferroso.

1.—*Primer paso.* Fe (OH)

2.—*Segundo paso.* Valencia que le corresponde al Fe según la terminación *-oso* es +2. La valencia del radical (OH) es —1.

3.—*Tercer paso.*  $\overset{+2}{\text{Fe}} \overset{-1}{(\text{OH})_2}$

El resultado es la fórmula Fe(OH)<sub>2</sub>: Hidróxido ferroso.

## VOCABULARIO

**BASICIDAD O ALCALINIDAD (1º).**  
—Es la propiedad de un líquido en el que hay disuelta una base, y en el cual la concentración de iones (OH)<sup>-</sup> es superior a la concentración de iones H<sup>+</sup>.

dos que tienen dos o tres hidrógenos sustituibles; a tales ácidos se les atribuye una *basicidad de dos* o de *tres*. Por eso los ácidos se llaman a veces tribásicos, dibásicos o monobásicos (estos últimos son los que tienen un solo hidrógeno sustituible).

**BASICIDAD (2º).**—Hay algunos ácidos.

## Ejemplos:

NOMBRE	DESARROLLO	FORMULA
hidróxido potásico	$\overset{+1}{K} \overset{-1}{(OH)}$	K (OH)
hidróxido amónico	$\overset{+1}{NH_4} \overset{-1}{(OH)}$	NH <sub>4</sub> (OH)
hidróxido de plata	$\overset{+1}{Ag} \overset{-1}{(OH)}$	Ag (OH)
hidróxido de calcio	$\overset{+2}{Ca} \overset{-1}{(OH)}$	Ca (OH) <sub>2</sub>
hidróxido de bario	$\overset{+2}{Ba} \overset{-1}{(OH)}$	Ba (OH) <sub>2</sub>
hidróxido cúprico	$\overset{+2}{Cu} \overset{-1}{(OH)}$	Cu (OH) <sub>2</sub>
hidróxido cuproso	$\overset{+1}{Cu} \overset{-1}{(OH)}$	Cu (OH)
hidróxido férrico	$\overset{+3}{Fe} \overset{-1}{(OH)}$	Fe (OH) <sub>3</sub>
hidróxido ferroso	$\overset{+2}{Fe} \overset{-1}{(OH)}$	Fe (OH) <sub>2</sub>

## Indicadores.

Los indicadores, son sustancias *anfóteras*, es decir, dan una reacción en medio ácido y otra reacción en medio alcalino o básico. Pero además, tienen la característica de que en una o en ambas reacciones, se obtienen como producto compuestos que *colorean la solución*. A continuación se da una tabla con varios indicadores importantes y las coloraciones que dan en solución ácida y en solución alcalina.

## ALGUNOS INDICADORES

INDICADORES	COLORACIONES	
	En sol. ácida	En sol. alcalina
Anaranjado de metilo en solución acuosa al 1%	Rojo.	Amarillo
Rojo de metilo en solución alcohólica al 0.2%	Rojo	Amarillo
Tornasol en solución acuosa al 0.5%	Rojo	Azul
Fenolftaleína en solución alcohólica al 0.1%	Incoloro	Rojo

## VOCABULARIO

**TORNASOL.** — Sustancia colorante que se extrae de ciertos líquenes.

**INDICADOR.** — Sustancia colorante que se usa en química para distinguir la acidez o basicidad de las soluciones.

## PRACTICA DE LABORATORIO.—ACIDOS Y BASES.

**OBJETO.**—Estudio experimental de los principales ácidos y bases. Reactivos para reconocerlos.

**APARATOS, MATERIALES Y SUSTANCIAS.**—Matraces, frascos grandes, frascos de reactivos, vasos de precipitados, embudo, tubos de ensayo; papel filtro; tornasol, azufre, cal apagada, sosa cáustica, ácido clorhídrico.

## • PROCEDIMIENTO

1.—Si se pone tornasol pulverizado a hervir en agua ligeramente alcalinizada durante varias horas se obtiene un líquido azul intenso que se filtra y se guarda en un frasco, como uno de los reactivos más usados en química. (Así es como los fabricantes lo preparan.)

Si se moja un papel filtro blanco con tintura de tornasol se tiene "papel de tornasol" azul.

2.—En un vaso se quema un poco de azufre, se tapa con un cristal, se invierte y se introduce en agua que se ha coloreado ligeramente de azul con tintura de tornasol. El agua penetra parcialmente en el vaso. ¿Qué cambio de color se observa? ¿Qué cambio se observa al humedecer con ese líquido el papel de tornasol azul?

3.—A la cal apagada obtenida rociando agua sobre un poco de cal viva, se le añade agua abundante para tratar de disolverla agitando. Después se filtra (Fig. 20) y el líquido obtenido, llamado agua de cal, se prueba con papel tornasol teñido de rojo con un ácido. ¿Qué cambio sufre el papel?

**Nota:** Cuando se usa el papel tornasol (rojo o azul) la



Fig. 20.—Preparación del agua de cal a partir de la lechada de cal.

## VOCABULARIO

**SOSA CAUSTICA.** — Nombre común del hidróxido de sodio.

**POTASA CAUSTICA.** — Nombre común del hidróxido de potasio.

manera de probarlo es la siguiente: en una porción seca del papel se pone una gota que se saca mediante un agitador de vidrio.

Si en el papel tornasol azul se pone una gota de agua de cal ¿qué pasa?

4.—Se prepara una solución de sosa cáustica disolviendo en agua unos pedacitos de esa sustancia. En un vaso que contenga solución azul de tornasol se ponen unas gotas de ácido clorhídrico. Se observa que toma color rojo. Si se le vierten después unas gotas de la solución de sosa, se vuelve azul nuevamente (véase también la Fig. 21).

#### • RESULTADOS

1.—Reactivo quiere decir una sustancia que siempre reacciona en la misma forma (o sea que siempre produce los mismos fenómenos químicos) al ponerse en contacto con compuestos de una misma especie. En todo laboratorio de química se dispone de solución de tornasol, y de papel de tornasol, tanto azul como rojo.

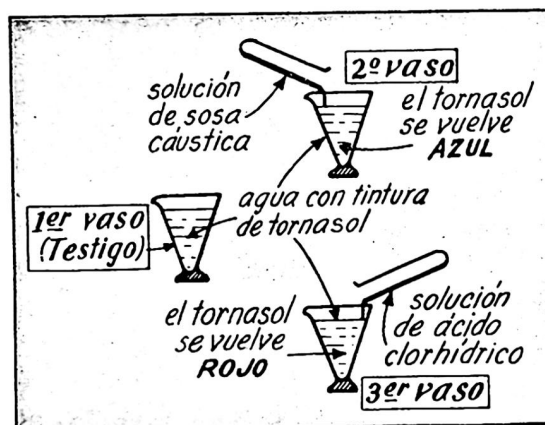


Fig. 21.—Una solución básica vuelve azul al tornasol; una solución ácida lo vuelve rojo.

#### VOCABULARIO

**REACTIVO.**—Cierta tipo de sustancias que reaccionan en forma fácil de identificar en determinados cambios químicos.

**BASE.**—Sustancia que neutraliza un ácido.

**ALCALINO.**—Sustancia que tiene propiedades de ceder iones  $\text{OH}^-$  en una solución.

2.—El gas que resulta de quemar el azufre, al disolverse en agua tiñe de rojo la tintura azul de tornasol. Ese cambio de color ocurre cada vez que se ensaya un ácido.

El gas que se forma al quemar el azufre es  $\text{SO}_2$ , que combinado con agua da ácido sulfuroso, de acuerdo con la siguiente ecuación:



Si el tornasol así enrojecido se vuelve a poner en contacto con un ácido ya no cambia de color.

3.—Al poner una gota de agua de cal en el papel tornasol rojo, se vuelve azul el papel. Esta es la manera de reconocer una base. En cambio, sobre el papel tornasol azul no tiene ningún efecto la solución de cal.

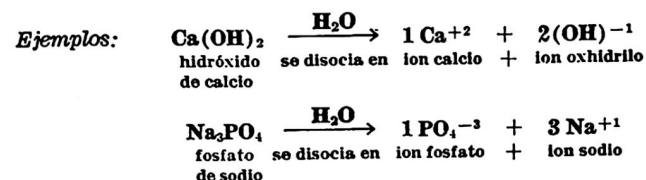
4.—La sosa cáustica produce el mismo efecto que el agua de cal, porque también es una base, o sea que vuelve azul al tornasol enrojecido por un ácido.

## RADICALES Y SALES.

## a) Radicales.

## A.—Noción de radical y su carácter químico.

Como se puede observar en los ácidos, bases y sales, las moléculas constan de dos partes cargadas con signos contrarios. En estos compuestos, la unión es *electrovalente* y, al ponerse en solución en agua, se disocian en dos partes llamadas *iones*.



Nota.—El fosfato de sodio es un compuesto del tipo de los llamados sales.

Al átomo o al grupo de átomos que constituye la parte negativa de algunas moléculas, y que en una reacción química se comporta como una unidad, se le llama *radical*. Por ejemplo: radical sulfato,  $\text{SO}_4^-$ ; radical cloruro,  $\text{Cl}^-$ ; radical fosfato,  $\text{PO}_4^-$ , etc.

Una prueba de que las moléculas se disocian, al ponerlas en un medio como el agua, es la siguiente:

Si ponemos en íntimo contacto cristales de  $\text{NaCl}$  y de  $\text{AgNO}_3$ , vemos que no sucede nada.

Si, en cambio, disolvemos primero  $\text{NaCl}$  y, después, en otro matraz, disolvemos  $\text{AgNO}_3$  y mezclamos ambas soluciones, observaremos que se forma un precipitado blanco de cloruro de plata, como se indica en la siguiente reacción:

## VOCABULARIO

ION COMPLEJO. — Es otro nombre que se da a los radicales.

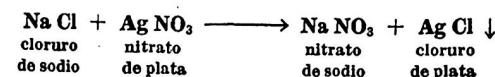
ION POLIATÓMICO.—Es otro nombre que se da a los radicales.

IONIZACION. — Separación de los iones que forman un compuesto constituido por iones.

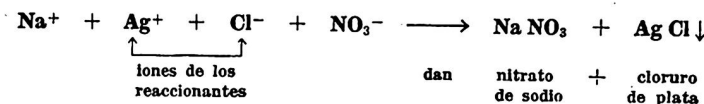
ION.—Es cualquier partícula o con-

junto de partículas que tiene carga positiva o negativa.

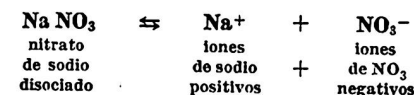
SAL.—Cierta tipo de compuesto químico, constituido por partículas unidas entre sí mediante fuerzas eléctricas muy intensas. Resulta de reemplazar todos o parte de los hidrógenos de un ácido por un metal o radical electropositivo.



La explicación de lo anterior es que al disolverse el cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ , se separan en el líquido iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  y del nitrato de plata,  $\text{AgNO}_3$ , se separan los iones  $\text{Ag}^+$  y  $\text{NO}_3^-$ . Al mezclar las soluciones, por afinidad eléctrica, tienden a unirse de la siguiente manera:



Como los productos de la reacción se encuentran en medio acuoso el nitrato de sodio se disocia, nuevamente, en iones:



El signo  $\rightleftharpoons$  indica que la reacción es reversible. El cloruro de plata formado en la reacción no se disocia como el nitrato de sodio; por tanto, precipita en el seno de la solución. El signo  $\downarrow$  indica precipitado.

## B.—Aniones y cationes.

Se forma una celda electrolítica introduciendo un par de placas metálicas conectadas con un generador eléctrico en una solución diluida de un ácido, una base o una sal. Las sustancias disueltas están ionizadas.

A los electrodos de la celda se les llama: *ánodo*, al positivo y *cátodo*, al negativo. Al bajar el interruptor A, para cerrar el circuito, fluye una

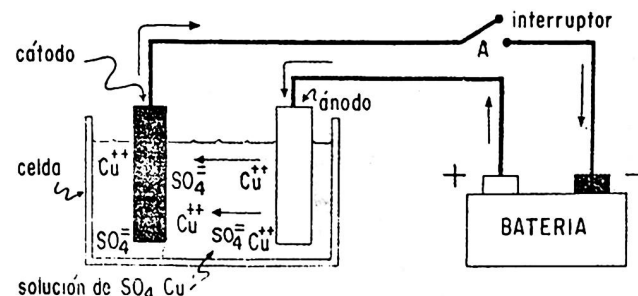


Fig. 22.—Producción de aniones y cationes en la electrólisis.

corriente eléctrica. Entonces, el cátodo, que tiene carga negativa, atrae iones  $\text{Cu}^{++}$  y el ánodo, cuya carga es positiva, atrae al radical sulfato  $\text{SO}_4^-$ . Por esta razón a los iones respectivos se les llama: *cación*, al que se dirige al *cátodo* y *anión*, al que se dirige al *ánodo*.

### C.—Nomenclatura de radicales.

Consignamos una lista de radicales y su nombre químico.

ANIONES (—)	NOMBRE	CATIONES (+)	NOMBRE
$\text{ClO}^-$	Hipoclorito	$\text{Ag}^+$	Plata (1)
$\text{ClO}_2^-$	Clorito	$\text{Cu}^+$	Cuproso
$\text{ClO}_3^-$	Clorato	$\text{H}^+$	Hidrógeno
$\text{ClO}_4^-$	Perclorato	$\text{Hg}^+$	Mercurioso
$\text{CN}^-$	Cianuro	$\text{K}^+$	Potasio
$\text{H}_2\text{PO}_3^-$	Fosfito monobásico	$\text{Li}^+$	Litio
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	Fosfato monobásico	$\text{Na}^+$	Sodio
$\text{H}_2\text{PO}_2^-$	Hipofosfito monobásico	$\text{NH}_4^+$	Amonio
$\text{HCO}_3^-$	Carbonato monobásico		
$\text{HSO}_4^-$	Sulfato monobásico	$\text{Ba}^{++}$	Bario (2)
$\text{HSO}_3^-$	Sulfito	$\text{Ca}^{++}$	Calcio
$\text{NO}_2^-$	Nitrito	$\text{Cu}^{++}$	Cúprico
$\text{NO}_3^-$	Nitrato	$\text{Fe}^{++}$	Ferroso
$\text{OH}^-$	Oxhidrilo	$\text{Hg}^{++}$	Mercúrico
$\text{CO}_3^{--}$	Carbonato	$\text{Mg}^{++}$	Magnesio
$\text{CrO}_4^{--}$	Cromato	$\text{Pb}^{++}$	Plumboso
$\text{HPO}_3^{--}$	Fosfito dibásico	$\text{Zn}^{++}$	Zinc
$\text{HPO}_4^{--}$	Fosfato dibásico		
$\text{SO}_3^{--}$	Sulfito	$\text{Al}^{+++}$	Aluminio (3)
$\text{SO}_4^{--}$	Sulfato	$\text{Fe}^{+++}$	Férrico
$\text{AsO}_4^{--}$	Arsenito	$\text{Pb}^{+++}$	Plúmbico
$\text{PO}_4^{--}$	Fosfato tribásico		

Como se notará en los ejemplos anteriores no debe suponerse que todos los hidrógenos de un ácido son reemplazables. Así por ejemplo, hasta

### VOCABULARIO

**BASICIDAD DE UN ACIDO.**—Número de átomos de hidrógeno en una molécula de un ácido, que son reemplazables por un metal o radical electropositivo; es decir, que son ionizables. No debe confundirse la *basicidad de un ácido* con la *reacción ácida* de éstos por su naturaleza de ácido, la cual se investiga con indicadores de pH.

### b) Sales

donde conocemos, el ácido hipofosforoso ( $\text{H}_3\text{PO}_2$ ) sólo tiene uno de sus tres hidrógenos reemplazable por un metal o radical ya que nunca se ha preparado el  $\text{Na}_2\text{HPO}_2$  o el  $\text{Na}_3\text{PO}_2$  (por ejemplo).

El número de átomos de hidrógeno en una molécula de un ácido, que son reemplazables por un metal, o un radical, recibe el nombre de *basicidad del ácido*.

Por ejemplo, el ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) es monobásico dado que cada molécula de  $\text{HCl}$  contiene sólo un átomo de hidrógeno reemplazable; el ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) es dibásico; el ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) es tribásico; y el ácido ortosilícico ( $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ) es tetrabásico. El ácido hipofosforoso ( $\text{H}_3\text{PO}_2$ ), en cambio es monobásico.

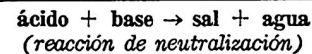
Debe notarse que al hablar de basicidad de un ácido nos estamos refiriendo al número máximo de hidrógenos reemplazables, pues como se ve en la lista anterior, un mismo ácido puede ser *mono*, *di* y *tri* sustituido ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ;  $\text{HPO}_4^{--}$ ;  $\text{PO}_4^{--}$ ).

### b) Sales.

#### A.—Reacción general de la neutralización.

Si ponemos en contacto un ácido (hidrácido u oxiácido) y una base en solución, ocurre lo que se llama una *reacción de neutralización*. Los productos formados son agua y un compuesto al que se le ha dado el nombre de sal, y así decimos que *sal* es el compuesto formado por una reacción de neutralización; una sal está constituida por partículas unidas entre sí mediante fuerzas eléctricas muy intensas. El fenómeno que ocurre se expresa diciendo que el metal de la base ha reemplazado o sustituido al hidrógeno del ácido.

La reacción de neutralización es característica de los ácidos y las bases, y en general se puede representar así:



### VOCABULARIO

**SAL ACIDA.**—Sal en la que no todo el hidrógeno reemplazable ha quedado reemplazado por metal, por ejemplo  $\text{NaHCO}_3$ .

**NEUTRALIZAR.**—Cuando se combinan en proporciones adecuadas un ácido y una base, el producto resultante no tiene propiedades ácidas ni básicas. Se dice que el ácido y la base se han

neutralizado.

**SALES.**—Compuestos cristalinos formados ordinariamente por iones positivos distintos del hidrógeno y iones negativos distintos del  $(\text{OH})^-$ . Cuando se funde una sal, permite el paso de la corriente eléctrica. La sal común es  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ . Las sales son compuestos iónicos.



En algunos casos no todo el hidrógeno del ácido se sustituye por el metal, formándose entonces una sal como el  $\text{Na H CO}_3$ , denominada carbonato ácido de sodio o, como tiende a llamarsele modernamente, carbonato de hidrógeno y sodio (es el llamado comúnmente con el nombre incorrecto de "carbonato" que se expende en las droguerías para usos medicinales).

**EXPERIMENTO 8.—OBTENCIÓN DE CLORURO DE SODIO EN EL LABORATORIO.**—En un cristallizador se pone hidróxido de sodio en solución. Se agrega un poco de ácido clorhídrico y se agita. Con la punta del agitador se toma el líquido que a ella se adhiere y se toca un papel de tornasol azul. Si no se nota nada quiere decir que la solución conserva su alcalinidad o basicidad. Se agrega más ácido y se vuelve a probar el efecto de la solución en el tornasol. Así sucesivamente se sigue hasta que el papel tornasol enrojece. ¿Qué se deduce de ello?

Se agrega nuevamente la base hasta que el papel se vuelva azul. Después se agrega al cristallizador más ácido, gota a gota, hasta que el papel enrojece. En ese momento, cuando mucho, hay una gota de ácido en exceso.

Se dice que el ácido y la base se han neutralizado cuando una gota del líquido tomada con el agitador no afecta ni el tornasol azul ni el rojo.

Al evaporar el líquido se encuentra que es agua. ¿Qué es el residuo que cristaliza?

**RESULTADOS.**—Cuando el papel tornasol enrojece quiere decir que la solución ya no es básica sino ácida.

El residuo que cristaliza como consecuencia de la neutralización entre el ácido clorhídrico y la sosa cáustica es sal común  $\text{NaCl}$  que se presenta observada a la lupa como cristales de forma de cubos.

La reacción que ha ocurrido es:



En conclusión, cuando una sustancia entra en solución produciendo iones oxhidrilo ( $\text{OH}^-$ ), estos iones confieren a la solución las propiedades llamadas básicas o alcalinas, según se indicó anteriormente.

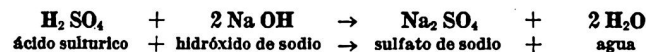
**OBTENCIÓN INDUSTRIAL DEL CLORURO DE SODIO O SAL DE COCINA.**—El agua de mar es la principal fuente de la sal de cocina (cloruro de sodio), pues la contiene disuelta en una proporción considerable además de otras sales como el sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), yoduros y bromuros, etc., aunque en proporción menor.

El procedimiento de extracción usado se vale del calor solar para la

evaporación del agua. A este respecto se construyen, cerca del mar, ciertos depósitos, estanques o esteros de poca profundidad y gran anchura, a fin de que presenten una gran superficie de evaporación.

En la marea alta se llena el primer estero, en él se clarifica el agua, después se pasa a un segundo estero en donde comienza a precipitarse el cloruro de sodio y finalmente se pasa a un tercer estero donde se evapora completamente el agua y se recoge la sal, o bien se trata para extraer otras sustancias que pueda contener, de acuerdo con el lugar, como son el **I** y el **Br**. La sal de cocina ordinariamente no es cloruro de sodio puro.

**EXPERIMENTO 9.—OBTENCIÓN DEL SULFATO DE SODIO EN EL LABORATORIO.**—Se pone solución de sosa en un tubo de ensayo y se colorea con unas gotas de tornasol. Se agrega ácido sulfúrico gota a gota. Al cambiar de color el tornasol, se habrá efectuado la neutralización entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio, de acuerdo con la reacción:



**OBTENCIÓN INDUSTRIAL DEL SULFATO DE SODIO.**—El sulfato de sodio  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  o sal de Glauber se obtiene disolviendo en agua pura los residuos sólidos que quedan después de extraer el cloruro de sodio en la cristalización de las sales contenidas en el agua de mar, separándose lo que no se disuelve, la solución que queda se evapora y cristaliza; los cristales constituyen el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  con un cierto grado de pureza.

**OBTENCIÓN DE LA PIEDRA CALIZA.**—El carbonato de calcio  $\text{CaCO}_3$  abunda en la naturaleza en forma muy variada como el mármol, conchas, perlas, corales, estalactitas y estalagmitas y la piedra caliza, por lo cual su obtención de las rocas no requiere gran trabajo.

## B.—Clasificación y nomenclatura de las sales.

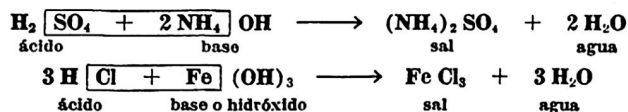
1.—Clasificación.—Se clasifican en: sales normales y sales ácidas.

Las sales normales son aquellas en que todos los hidrógenos reemplazables han sido desplazados por el metal o el radical de la base.

## VOCABULARIO

**HIDROXIDO.**—Compuesto que contiene el radical  $\text{OH}^-$ . Los hidróxidos solubles se llaman álcalis.

## Ejemplos:



Las *sales ácidas* son aquellas en que sólo parte de los hidrógenos reemplazables han sido desplazados por un ion metálico quedando los otros hidrógenos formando parte de la sal. Por ejemplo, el sulfato de sodio,  $\text{NaHSO}_4$ , que contiene la mitad de los hidrógenos reemplazables del ácido sulfúrico por sodio.

Si un ácido contiene dos o más átomos de hidrógeno reemplazables, no necesariamente son desplazados por el mismo ion o radical. Así, por ejemplo el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico) puede dar las siguientes sales con diversos iones o radicales:

$\text{NaHSO}_4$  sulfato de sodio e hidrógeno, llamado también bisulfato de sodio o sulfato ácido de sodio.  
 $\text{NaKSO}_4$  sulfato de sodio y potasio.  
 $\text{NH}_4\text{NaSO}_4$  sulfato de sodio y amonio.

## 2.—Nomenclatura de las sales.

a) *Sales normales*.—Para las sales normales, se cambia el sufijo del ácido y se añade el nombre del radical o ion básico que desplazó el o los hidrógenos de dicho ácido.

Los sufijos de los ácidos serán sustituidos por los siguientes, para las sales.

ACIDOS	SALES
hidrico	uro
oso	ito
ico	ato

## Ejemplos:

ACIDOS	SALES
$\text{HClO}$ ácido hipocloroso	$\text{NaClO}$ hipoclorito de sodio
$\text{HNO}_2$ ácido nitroso	$\text{NH}_4\text{NO}_2$ nitrito de amonio
$\text{H}_2\text{SO}_4$ ácido sulfúrico	$\text{ZnSO}_4$ sulfato de zinc
$\text{HClO}_4$ ácido perclórico	$\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ perclorato de calcio
$\text{HBr}$ ácido bromhídrico	$\text{NaBr}$ bromuro de sodio
$\text{HCl}$ ácido clorhídrico	$\text{NH}_4\text{Cl}$ cloruro de amonio

b) *Sales ácidas*.—Para las sales ácidas se utilizan diversas nomenclaturas; a continuación ponemos un ejemplo con sus diversas denominaciones.

$\text{NaHSO}_4$  Sulfato de sodio e hidrógeno o sulfato ácido de sodio o bisulfato de sodio o sulfato monosódico.

Algunas veces es necesario usar los prefijos *mono*, *di*, *tri*, para distinguir las diferentes sales de un ácido. Entonces, por ejemplo, en el caso del ácido fosfórico y sus sales:

$\text{H}_3\text{PO}_4$  ácido fosfórico

$\text{NaH}_2\text{PO}_4$	fosfato mono-sódico
$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	fosfato di-sódico
$\text{Na}_3\text{PO}_4$	fosfato tri-sódico

c) *Otra manera de clasificar las sales* es de acuerdo con la clase de ácido que intervino en la reacción de neutralización: si es un hidrácido, la sal se llama *haloidea* (porque en los hidrácidos hay un elemento halógeno); si es un oxácido, la sal se llama *oxisal*.

d) *Identificación de las sales*.—Tomando en cuenta las propiedades de las sales, se pueden identificar en el laboratorio escolar de diversas maneras:

I) *Por su solubilidad en el agua*, de acuerdo con las siguientes reglas:

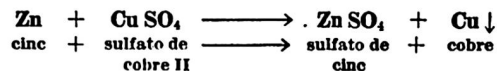
1. Todos los nitratos, acetatos y cloratos son *solubles*.
2. Todas las sales de sodio, potasio y amonio son *solubles* (con muy pocas excepciones).
3. Todos los cloruros, bromuros y yoduros son *solubles*, con excepción de los de plata, plomo y mercurio (mercurioso).
4. Todos los sulfatos son *solubles*, con excepción de los del bario, estroncio y plomo (el sulfato de calcio es sólo ligeramente soluble).
5. Todos los carbonatos, sulfuros, fosfatos y silicatos son *insolubles*, con excepción de los de sodio, potasio y amonio.

II) *Por la acción de los metales sobre las sales*, de acuerdo con la serie de actividad o serie electromotriz de los metales. En esa serie los metales están ordenados de tal manera que cualquier metal desplaza a otro menos activo (situado más abajo en la serie) de las soluciones de sus sales.

## VOCABULARIO

SERIE ELECTROMOTRIZ O SERIE ELECTROQUIMICA.—Serie de los elementos ordenados según su mayor o menor actividad eléctrica y química.

Por ejemplo, cuando una placa de cinc se introduce en una solución de sulfato cúprico, se va recubriendo de cobre, mientras que algo de cinc va pasando a la solución en forma de sulfato de cinc:



Análogamente, si se pone una lámina de cobre en una solución de nitrato de plata, el cobre se va recubriendo de plata y pasan a la solución iones positivos de cobre.

#### III) Por la acción del agua sobre las sales hidrolizables.

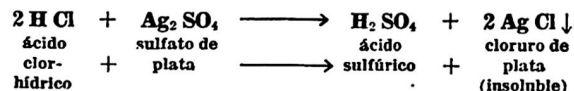
1. Hay sales neutras que al disolverse no producen ningún efecto sobre el tornasol u otro reactivo similar. Por ejemplo el  $\text{NaCl}$  o el  $\text{KNO}_3$ , que son sales derivadas de una base fuerte y un ácido fuerte.

2. En cambio, la solución de una sal derivada de base fuerte y ácido débil, por ejemplo una solución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , hace que el tornasol rojo se vuelva azul, porque da reacción básica.

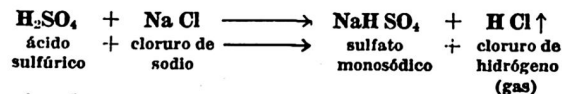
3. Análogamente, la solución de una sal derivada de un ácido fuerte y una base débil, por ejemplo una solución de  $\text{CuSO}_4$ , hace que el tornasol se vuelva rojo, porque da reacción ácida.

IV) *Acción de los ácidos sobre las sales.*—Esta acción ocurre de diversas maneras:

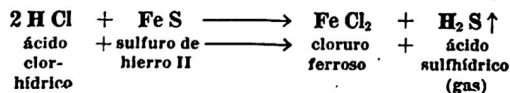
1. A veces se forma una sal poco soluble, que precipita:



2. En otras ocasiones se forma un ácido volátil (esto es, que toma el estado gaseoso en las condiciones en que se forma), por ejemplo:

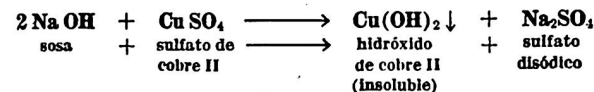


Otro ejemplo:



V) *Acción de los álcalis sobre las sales.*—Se forman hidróxidos del metal que forma la sal; esos hidróxidos se reconocen porque precipitan, ya que todos son insolubles en el agua (excepto los de sodio, potasio, amonio, calcio, bario y estroncio).

Ejemplo:



VI) *Conclusión. Regla de BERTHOLLET.*—Este conjunto de propiedades características de las sales se puede resumir en el enunciado siguiente, que se llama *regla de BERTHOLLET*:

Cuando una sal se pone en contacto con un ácido, una base u otra sal, ocurre una reacción si, en las condiciones del experimento, se puede formar un cuerpo insoluble o volátil.

#### CUESTIONARIO

1. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos: hidróxido de sodio, hidróxido de potasio, hidróxido de calcio.
2. Escriba los nombres de los compuestos cuyas fórmulas son las siguientes:



3. Explique lo que son radicales y enumere algunos de ellos.
4. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos: sosa cáustica, sal de cocina, sulfuro ferroso, sulfato de calcio, aceite de vitriolo, cal apagada, ácido muriático, amoníaco.
5. ¿Cómo es preferible averiguar si una solución es ácida, probándola o valiéndose de la tintura de tornasol?
6. Explíquese cómo se usa la tintura de tornasol para saber si una solución es ácida.
7. Escriba la ecuación química de combinación del agua con el anhídrido sulfuroso.
8. Enumérense varias propiedades comunes a todos los ácidos.
9. ¿Qué elemento químico existe forzosamente en cualquier ácido?
10. ¿Cómo se usa un indicador para identificar una base?
11. ¿Qué radical químico caracteriza los hidróxidos?

12. Dé el nombre químico y el nombre común de las siguientes sales:

NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CuSO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CaCO<sub>3</sub>.

13. Explíquese qué ocurre cuando se combinan un ácido y una base; ilústrese con la ecuación química que representa la reacción del ácido sulfúrico con el hidróxido cálcico.
14. ¿Por qué se llama sal ácida al "bicarbonato" de sodio NaHCO<sub>3</sub>?
15. Complétese el siguiente cuadro del uso del papel de tornasol:

LOS ACIDOS	LAS BASES
Aplicados al papel tornasol azul	Aplicadas al papel tornasol azul
Aplicados al papel tornasol rojo	Aplicadas al papel tornasol rojo

16. Hágase una tabla con dos columnas: una en la que se indique cuáles de las siguientes propiedades corresponden a los metales y cuáles a los no metales:

Malos conductores de la electricidad, poco brillo, buenos conductores del calor, de gran densidad, de poca densidad, malos conductores del calor, duros y dúctiles, brillo metálico, buenos conductores de la electricidad, gran resistencia a la tensión, poca resistencia a la tensión.

	METALES		NO METALES
A		a	
B		b	
C		c	
D		d	
E		e	
F		f	

No escribir aquí, sino en el Cuaderno de Trabajo.

17. Hacer una lista de 5 ácidos que contengan oxígeno.
18. Hacer una lista de 5 ácidos que no contengan oxígeno.
19. Hacer una lista de 12 bases poniendo su fórmula y sus nombres.
20. Observación y reconocimiento de sales.

### ACTIVIDADES, EJERCICIOS Y CUESTIONARIOS

a) Ejercicios para afirmar los conocimientos sobre la escritura de fórmulas, poniendo a los alumnos diversos cuadros como los señalados en el texto.

b) Competencia entre los alumnos, utilizando el pizarrón, sobre la escritura de los elementos.

c) Competencia entre alumnos sobre escritura de fórmulas, llenando cuadros similares a los del texto.

d) Competencia entre los alumnos, utilizando el pizarrón, sobre la escritura de fórmulas que dicte el profesor.

e) Competencia entre los alumnos sobre escritura de fórmulas dados los nombres y viceversa, que deben darse en una hoja mimeografiada.

### CUESTIONARIO Y EJERCICIOS

1. Subrayar la palabra o expresión que complete correctamente las siguientes frases:

A.—En los enlaces covalentes los electrones compartidos están:

a) por parejas, b) uno sólo, c) en grupos de ocho, d) repeliéndose.

B.—El enlace que sostiene los dos átomos que forman la molécula de cloro es: a) iónico, b) positivo, c) negativo, d) covalente,

e) electrovalente, f) no-metálico.

C.—El tipo de enlace que existe en el cloruro de sodio es: a)

iónico, b) molecular, c) covalente, d) doble, e) indeterminado.

D.—La mayor parte del peso de una molécula de gas está en:

a) los núcleos, b) los electrones, c) la covalencia, d) los niveles

de energía.

2. Con relación a cada pregunta indique la letra o letras que corresponda a la respuesta (o respuestas) correcta:

A.—El número atómico de un elemento es: a) igual a su valencia,

b) el número de orden que tiene en la clasificación periódica,

c) igual al número de protones en el núcleo, d) igual al número

de partículas en el núcleo, e) igual al número de electrones,

f) igual al número de combinación, g) igual a su peso atómico.

B.—El número de electrones en el nivel exterior o de valencia

es igual para: a) el flúor y el cloro, b) el sodio y el cloro, c) el

helio y el neón, d) todos los elementos de un mismo grupo (columna)

en la tabla periódica, en general.

C.—Las fórmulas siguientes representan moléculas: a) H, b) He,

c) H<sub>2</sub>O, d) H<sub>2</sub>, e) Na Cl, f) Na<sup>+</sup>, g) Cl<sup>-</sup>, h) Cl<sub>2</sub>, i) O, j) ninguna

de las fórmulas o símbolos anteriores.

3. ¿A qué se llama molécula de un compuesto? ¿A qué se llama

- masa molecular de un elemento? ¿Qué es masa atómica de un elemento? ¿Cuánto vale la masa atómica del hidrógeno? ¿Cuánto vale la masa molecular del hidrógeno?
- A partir de las fórmulas  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ , dedúzcanse las valencias de  $\text{Cl}$ , el  $\text{Na}$ , el  $\text{OH}$ , el  $\text{Ca}$ , el  $\text{O}$  y el  $\text{S}$ .
  - ¿Qué relación hay entre el número de cargas eléctricas de un ion y su valencia? Ponga ejemplos.
  - ¿Cuántos electrones puede tener la capa exterior de un átomo?
  - Para ver en forma gráfica la manera como se forma una molécula de cloro por electrovalencia, háganse dos discos de papel, con siete puntos dibujados en su periferia. Córtese cada disco según un radio y encájese uno en el otro para representar la molécula diatómica.
  - Ponga la letra minúscula que corresponda a la respuesta correcta:  
A.—La valencia más común de los elementos del grupo I es: (a) 1; (b) 7; (c) 2; (d) 3; (e) gas inerte.  
B.—El número de electrones en el nivel exterior de los gases inertes (salvo el helio) es: (a) 1; (b) 8; (c) 2; (d) desconocido.  
C.—El número de electrones del nivel exterior del cloro es: (a) Igual al del sodio; (b) 1; (c) 7; (d) imposible de cambiar.
  - ¿Qué diferencia hay entre molécula diatómica y átomo divalente?
  - Prueba de opción única:  
A.—La solución acuosa de cualquier ácido contiene: a)  $\text{Cl}^-$ , b)  $\text{H}^+$ , c)  $\text{Cl}^+$ , d)  $\text{SO}_4^{--}$ , e)  $\text{OH}^-$ , f) hidrógeno atómico.  
B.—La solución acuosa de una base contiene: a)  $\text{OH}^-$ , b)  $\text{H}^+$ , c)  $\text{H}^-$ , d)  $\text{OH}^+$ , e)  $\text{Na}^+$ , f) moléculas de  $\text{OH}$ .  
C.—La siguiente fórmula representa un ácido: a)  $\text{KOH}$ , b)  $\text{HOH}$ , c)  $\text{HCl}$ , d)  $\text{H}_2\text{O}_2$ .  
D.—En una reacción de neutralización se forma: a) ácidos, b) bases, c) agua, d) iones, e) sales, f) anhídridos.  
E.—Un ejemplo de anhídrido de ácido es: a)  $\text{ZnO}$ , b)  $\text{H}_2\text{O}$ , c)  $\text{H}_2\text{O}_2$ , d)  $\text{CaO}$ , e)  $\text{SO}_2$ .  
F.—La siguiente fórmula representa un ácido fuerte: a)  $\text{HCl}$ , b)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , c)  $\text{H}_2\text{O}_2$ , d)  $\text{HOH}$ , e)  $\text{NaOH}$ .  
G.—La siguiente fórmula representa una base fuerte: a)  $\text{HOH}$ , b)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , c)  $\text{NaOH}$ , d)  $\text{HCl}$ , e)  $\text{H}_2\text{O}_2$ .  
H.—La diferencia entre un ion y un átomo es que: a) un ion tiene electrones y protones en igual número, b) un átomo tiene carga eléctrica, c) un ion tiene más neutrones, d) un ion tiene carga eléctrica, e) un ion no está cargado.  
I.—La fuerza que sostiene las partículas de un compuesto iónico es: a) de atracción gravitacional, b) de atracción entre cargas de signo contrario, c) de adherencia, d) de cohesión, e) de reacción.

J.—Dos cuerpos con cargas eléctricas contrarias ejercen entre sí una fuerza: a) de repulsión, b) centrífuga, c) molecular, d) química, e) centrípeta, f) de atracción.

11. Conocidas las fórmulas que se consignan en la tabla siguiente, determinar la valencia del elemento o radical que se pide:

$\text{HCl}$	valencia del $\text{Cl}$ : ....	$\text{NaCl}$	valencia del $\text{Na}$ : ....
$\text{HNO}_3$	valencia del $\text{NO}_3$ : ...	$\text{AgNO}_3$	valencia del $\text{Ag}$ : ....
$\text{HClO}_3$	valencia del $\text{ClO}_3$ : ...	$\text{KClO}_3$	valencia del $\text{K}$ : ....
$\text{H}_2\text{S}$	valencia del $\text{S}$ : ....	$\text{CuS}$	valencia del $\text{Cu}$ : ....
$\text{H}_2\text{CO}_3$	valencia del $\text{CO}_3$ : ...	$\text{Ca CO}_3$	valencia del $\text{Ca}$ : ....
$\text{H}_2\text{SO}_4$	valencia del $\text{SO}_4$ : ...	$\text{MgSO}_4$	valencia del $\text{Mg}$ : ....
$\text{H}_3\text{PO}_4$	valencia del $\text{PO}_4$ : ...	$\text{AlPO}_4$	valencia del $\text{Al}$ : ....
$\text{HOH}$	valencia del $\text{OH}$ : ....	$\text{NH}_4\text{OH}$	valencia del $\text{NH}_4$ : ...
$\text{HgO}$	valencia del $\text{O}$ : ....	$\text{HgO}$	valencia del $\text{Hg}$ : ....

12. En la siguiente tabla la segunda columna explica por qué a los compuestos de la tercera columna se les ha dado el nombre consignado en la cuarta. En la quinta columna póngase el nombre usual de los compuestos de la tercera columna:

1ª columna    2ª columna    3ª columna    4ª columna    5ª columna

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Nombre usual
$\text{NaCl}$	Cloruro de sodio	$\text{HCl}$	Cloruro de hidrógeno	Nota: estos cuestionarios no deberán resolverse sobre el libro, sino copiarse en el cuaderno de trabajo
$\text{AgNO}_3$	Nitrato de plata	$\text{HNO}_3$	Nitrato de hidrógeno	
$\text{CuS}$	Sulfuro de cobre	$\text{H}_2\text{S}$	Sulfuro de hidrógeno	
$\text{Ca CO}_3$	Carbonato de calcio	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Carbonato de hidrógeno	
$\text{Mg SO}_4$	Sulfato de magnesio	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Sulfato de hidrógeno	
$\text{NH}_4\text{OH}$	Hidróxido de amonio	$\text{HOH}$	Hidróxido de hidrógeno	
$\text{HgO}$	Oxido de mercurio II	$\text{H}_2\text{O}$	Oxido de hidrógeno	

Nota: Los nombres de la cuarta columna se expresan en una forma especial, poco usada, para poner de manifiesto la relación entre los compuestos respectivos y los de la primera columna.

13. Llenar las siguientes tablas poniendo las fórmulas y los nombres de los compuestos formados por un elemento de cada columna y un elemento o radical de cada renglón.

	Cl cloruro	NO <sub>3</sub> nitrato	OH hidróxido	S sulfuro
Ag				
Na				
K				
NH <sub>4</sub>				
Ca				
Mg				
Cu (valencia 2)				
Zn				
Hg (valencia 2)				
Fe (valencia 3)				
Al				

	O óxido	SO <sub>4</sub> sulfato	CO <sub>3</sub> carbonato	PO <sub>4</sub> fosfato
Ag				
Na				
K				
NH <sub>4</sub>				
Ca				
Mg				
Cu (valencia 1)				
Zn				
Hg (valencia 1)				
Fe (valencia 3)				
Al				

14. En las siguientes fórmulas subraye los grupos de átomos que formen radical:

HCl, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, HOH, NaCl;  
AgNO<sub>3</sub>, KClO<sub>3</sub>, CuS, CaCO<sub>3</sub>, MgSO<sub>4</sub>, AlPO<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>OH, HgO.

## UNIDAD VI

### OXIGENO. HIDROGENO. ESTUDIO DEL AGUA. PEROXIDO DE HIDROGENO. SOLUCIONES.

#### ESTUDIO DEL OXIGENO Y DEL HIDROGENO

##### OXIGENO

Simbolo **O**, del griego *oxis* = ácido y *genan* = generar.  
Masa atómica 16, valencia II.

#### a) Estado en que se encuentra en la naturaleza.

El oxígeno es el más abundante de los elementos que hay en la corteza de la Tierra. Existe combinado en forma de minerales constituidos principalmente por óxidos y carbonatos, formando casi la mitad de la corteza terrestre. Combinado en el agua forma las 8/9 partes del peso del agua. En el aire está mezclado con otros elementos formando el 23% del peso del aire y es indispensable para la respiración. En el cuerpo humano constituye cerca del 65%.

#### COMBUSTIÓN Y OXIDACIÓN

En este sitio es pertinente precisar algunos términos que se emplean en el lenguaje usual.

Se llama **combustión**, a la combinación de sustancias con oxígeno, con desprendimiento de calor y luz.

Se dice que un cuerpo se **quema** cuando tiene elevada temperatura y se vuelve luminoso como consecuencia de ello. En el lenguaje científico se

#### VOCABULARIO

**COMBUSTION.**—Cuando un cuerpo se quema se dice que entra en combustión. Se llama combustible todo cuerpo que puede quemarse. La combustión es la unión química del combustible con oxígeno o con otro elemento, que dé lugar a una elevación de temperatura.



dice que el cuerpo está en **combustión** (a veces se habla de combustión aun cuando no haya llama o gran calentamiento). El cuerpo que se quema se llama **combustible** (carbón, gasolina, gas, petróleo). Los combustibles son esencialmente compuestos de carbono e hidrógeno y en tales casos al quemarse en el aire se obtiene, como resultado de la combustión, dióxido de carbono al combinarse el carbono y el oxígeno y también se obtiene agua al combinarse el hidrógeno con oxígeno del aire.

Esta combinación con oxígeno es lo que constituye la combustión, y en química recibe el nombre específico de **oxidación** y de esa combinación resulta un **óxido**. Sin embargo, el término **oxidación** es mucho más general que la combinación con oxígeno, y puede haber oxidaciones sin que intervenga el oxígeno en la reacción respectiva (véase la pág. 203).

La combustión puede ser más o menos viva, e ir acompañada o no de luminosidad del cuerpo o de llama; en este último caso se dice que está en **ignición**. Para que llegue a ese estado se necesita que previamente se eleve la temperatura a un valor que se llama **punto de ignición** o **punto de inflamación**. A partir de ese momento la elevación de temperatura proviene del calor que produce la reacción, la cual da lugar a la formación de algunos compuestos.

Muchas combinaciones químicas van acompañadas de desprendimiento de calor, pero pocas de ellas se aprovechan para fines de calefacción, salvo las indicadas anteriormente.

### VOCABULARIO

**OXIDACION.**—Combinación del oxígeno con cualquier elemento. La sustancia que se produce se llama **óxido** del elemento. Al oxidarse un clavo de hierro se cubre de una capa color café oscuro de un cierto óxido de hierro. En las págs. 203 y siguientes se dará un concepto más amplio de oxidación.

**OXIDO.**—Compuesto que se obtiene al combinarse el oxígeno con otro elemento cualquiera.

**DENSIDAD RELATIVA.**—Si se consideran dos volúmenes iguales, uno de agua y otro de un cuerpo cualquiera (sólido o líquido), y se pesan el agua y el cuerpo, el más pesado es el de mayor densidad. Al dividir el peso del cuerpo entre el peso del agua se obtiene la densidad relativa del cuerpo.

Expresado en forma simplificada se dice que la densidad relativa de un cuerpo indica cuántas veces es más pesado o más ligero que el agua.

Tratándose de gases, se toma el aire como término de comparación (no el agua). Así por ejemplo, un litro de aire pesa 1.29 g y un litro de oxígeno pesa 1.43 g; se dice que el oxígeno es más denso que el aire, y para obtener la densidad del oxígeno con respecto al aire se divide 1.43 entre 1.29.

**PRESION NORMAL.**—Presión que ejerce la atmósfera al nivel del mar (equivale a la presión que produce una columna de Hg de 76 cm de altura).

**PRESION DE UN GAS.**—Fuerza que todo gas encerrado en un depósito ejerce contra cada centímetro cuadrado de pared del depósito.

### b) Propiedades físicas y químicas del oxígeno.

Es un gas incoloro, inodoro e insípido, su densidad con respecto al aire es 1.105 y su densidad absoluta de 1.43 g/l a la temperatura de 0°C y 760 mm de Hg. Por compresión y enfriamiento se obtiene oxígeno líquido, de un color azul, que hierve a -183°C a 760 mm de Hg. Al reducir más la temperatura se puede solidificar el oxígeno.

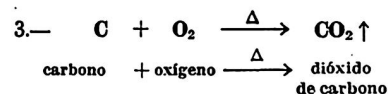
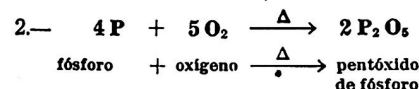
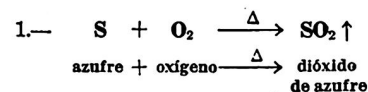
Es muy poco soluble en agua, pero la cantidad que se disuelve en ella es suficiente para la vida animal acuática.

La estructura de la molécula de oxígeno, explica la poca reactividad de ella a temperaturas ordinarias, ya que es muy estable. Está formada por dos átomos de oxígeno unidos mediante 2 uniones covalentes y su representación sería:



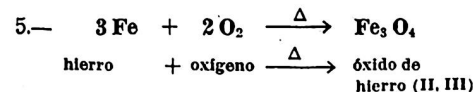
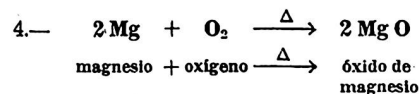
NOTA.—Tanto los puntitos como las cruceckitas representan electrones del nivel exterior del átomo.

Se combina con los no metales para formar **óxidos ácidos** o **anhídridos ácidos**.



NOTA: Una  $\Delta$  colocada sobre la flecha que indica una reacción quiere decir que hay que aplicar calor para que se efectúe la reacción.

Se combina con los metales para formar **óxidos básicos**.

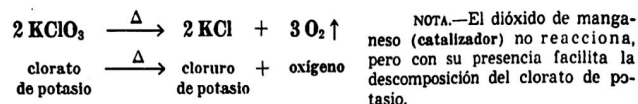


## c) Obtención en la industria y en el laboratorio escolar.

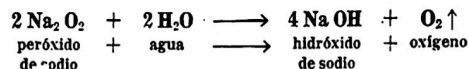
## A.—Obtención en el laboratorio.

En el laboratorio se obtiene el oxígeno, por descomposición de sus compuestos menos estables.

1.—*Del clorato de potasio.* Este método consiste en calentar clorato de potasio con la quinta parte de su peso de dióxido de manganeso. La reacción que se lleva a cabo es la siguiente:



2.—*A partir de peróxido de sodio.* Este método consiste en poner en contacto el peróxido de sodio con el agua. La reacción que se efectúa es la siguiente:



## B.—Obtención en la industria.

En la industria se obtiene, principalmente, por dos procesos que son:

- 1.—Destilación del aire líquido.
- 2.—Por electrólisis del agua acidulada.

1.—*Destilación del aire líquido.* El proceso que se sigue en la industria comprende dos pasos: obtención del aire líquido y después una destilación de éste. La *licuefacción* del aire se puede llevar a cabo por enfriamiento a  $-200^\circ\text{C}$ . Para lograr este enfriamiento, el aire purificado, es decir sin impurezas tales como  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , etc., es comprimido en tubos, y a continuación se deja que se dilate el aire en una cámara. Esta expansión origina un enfriamiento muy grande ( $-200^\circ\text{C}$ ). Se recircula este aire frío alrededor de los tubos por los que pasa el aire menos frío, lográndose que éste se enfrie más y más hasta licuarse.

## VOCABULARIO

LICUEFACCIÓN.—Transformación de un gas en líquido.  
 AIRE LÍQUIDO.—Cuando el aire se enfría considerablemente y se comprime suficientemente, pasa del estado de gas al estado de líquido.

A dicha temperatura, el aire se licúa. El aire líquido se somete a una *destilación fraccionada*, ya que el punto de ebullición del nitrógeno líquido es de  $-195.8^\circ\text{C}$  y el del oxígeno líquido es  $-183^\circ\text{C}$ . La diferencia de puntos de ebullición ( $12.8^\circ\text{C}$ ) es suficiente para la separación del nitrógeno y oxígeno ya que el aire líquido es una mezcla de los dos.

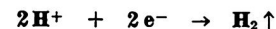
La separación se lleva a cabo usando una columna fraccionadora o rectificadora, obteniéndose primero el nitrógeno y después el oxígeno. Recogiendo por separado las diferentes porciones evaporadas, volviéndolas a licuar y destilándolas (para purificarlas) nuevamente, puede al fin lograrse la separación del oxígeno casi puro. Esta operación se hace en la industria en aparatos especiales que comprimen y evaporan sucesivamente las fracciones.

2.—*Electrólisis del agua.* Este método se basa en el hecho de que al pasar una corriente eléctrica a través del agua que contiene un electrolito, ésta se descompone en oxígeno e hidrógeno.

Usando como electrolito una pequeña cantidad de ácido sulfúrico las reacciones que se llevan a cabo en el ánodo y en el cátodo son:

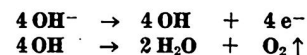
CÁTODO (polo negativo).

Al cátodo se dirigen los iones positivos  $\text{H}^+$ :



ÁNODO (polo positivo).

Los iones negativos  $\text{OH}^-$  y  $\text{HSO}_4^-$  se dirigen al ánodo, pero los iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) neutralizan su carga más rápida y fácilmente que los iones  $\text{HSO}_4^-$ ; por lo tanto la reacción que se lleva a cabo es:



En la industria se utilizan cubas electrolíticas especialmente diseñadas, según el electrolito que se use.

## d) Importancia del oxígeno en la vida animal y vegetal.

PRIESTLEY y LAVOISIER fueron dos famosos químicos, el primero inglés y el segundo francés, que, trabajando independientemente, se ocuparon de estudiar la naturaleza del aire a fines del siglo XVIII, cuando los conocimientos que entonces se tenían de la Química eran muy rudimentarios.

LAVOISIER comprobó que si al aire se le quita el oxígeno queda otro gas (nitrógeno) en el cual mueren los animales. En cambio, el oxígeno es esencial para la vida. De hecho, nosotros mismos al estar respirando estamos tomando oxígeno, necesario para la oxidación o combustión lenta de ciertos compuestos de carbono que hay en nuestro cuerpo. El producto de desecho resultante es el dióxido de carbono o anhídrido carbónico ( $\text{CO}_2$ ) cuyas propiedades se describirán más adelante, en la pág. 286. Con los

alimentos se reemplazan los compuestos de carbono consumidos como consecuencia de esa oxidación.

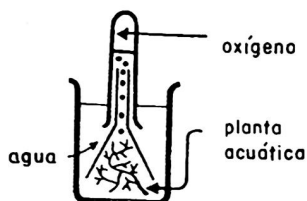


Fig. 23. — Las plantas verdes producen oxígeno.

**EXPERIMENTO 10.** Se pone un embudo invertido y sobre él un tubo de ensayo lleno de agua, colocando el conjunto sobre una planta acuática y poniéndolo al sol (Fig. 23). Se desprenden burbujas de gas que se identifican como oxígeno al probarlas con una astilla encendida.

Este experimento pone de manifiesto que durante su proceso vital las plantas desprenden oxígeno. El experimento se hace con una planta acuática para facilitar la observación, pero cualquier planta verde desprende

oxígeno. El oxígeno sale al aire y permite la respiración de hombres y animales. Por otra parte, el  $\text{CO}_2$  que desprenden éstos es aprovechado por las plantas en su alimentación, según se explicará en las págs. 286 y 290. Por lo demás, las plantas también requieren oxígeno en su proceso vital.

En resumen, aunque la respiración y la combustión consumen continuamente oxígeno del aire, se forma un ciclo en el cual se efectúa la recuperación del oxígeno como consecuencia de la acción clorofílica de las plantas (véase la pág. 258) las cuales al mismo tiempo transforman la materia mineral en orgánica.

#### e) Usos del oxígeno.

1.—El oxígeno se usa en enfermedades graves, especialmente de los pulmones; lo usan también los aviadores a grandes alturas, los montañistas, etc.

2.—Mezclado con hidrógeno en un dispositivo adecuado que se llama soplete oxhídrico (Fig. 24), se obtienen por combustión del hidrógeno temperaturas de  $2\,000^\circ\text{C}$ . Se emplea en la industria para cortar acero o para soldarlo.

3.—Con el soplete de oxiacetileno (en el que se aprovecha la reac-

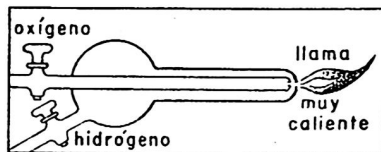


Fig. 24. Soplete oxhídrico.

#### VOCABULARIO

**SOLDADURA AUTOGENA.** — Soldadura que se hace calentando hasta el punto de fusión dos piezas metálicas; se ponen en contacto las dos piezas y al enfriar quedan pegadas.

ción entre el oxígeno y el acetileno) se obtienen temperaturas de  $2\,500^\circ\text{C}$ . El acetileno es un gas compuesto de carbono e hidrógeno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) que se expende en el comercio en cilindros de acero, diluido en acetona. El soplete oxiacetilénico se usa en soldadura autógena.

4.—El oxígeno líquido se usa en cohetes espaciales como comburente.

La producción en 1962 fue de  $4\,520\,000\text{ m}^3$  (a la presión normal).

#### HIDROGENO

Simbolo **H**, del griego *hydor* = agua y *genan* = generar.  
Masa atómica 1; valencia I.

#### a) Estado en que se encuentra en la naturaleza.

El hidrógeno existe en grandes cantidades, en la naturaleza, en combinación con el oxígeno, formando el agua en la proporción de una parte de hidrógeno por ocho de oxígeno en peso. En combinación con el carbono forma los componentes del petróleo. Se encuentra también en diversos compuestos en el cuerpo de los animales y en las plantas. En cantidades enormes se encuentra libre el hidrógeno en el Sol y en las estrellas.

#### b) Propiedades físicas y químicas del hidrógeno.

1.—El hidrógeno es un gas sin color, sabor ni olor.

2.—Es el cuerpo más ligero que se conoce: un litro pesa 0.09 g (en las condiciones normales de  $0^\circ\text{C}$  y 76 cm de mercurio). Por eso se usó en otras épocas para llenar globos, lo cual es muy peligroso por ser el gas tan inflamable. Es 14.5 veces más ligero que el aire.

3.—Debido a su gran afinidad por el oxígeno, el hidrógeno puede extraerlo de los óxidos dejando en libertad el metal y formándose agua: (en general, para que se efectúen las siguientes reacciones se necesita el empleo de catalizadores):

#### VOCABULARIO

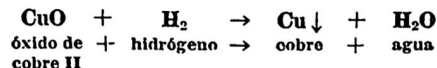
**AFINIDAD.**—Hay afinidad entre dos elementos químicos cuando reaccionan fácilmente al ponerlos en contacto.

**CATALIZADOR.** — Sustancia que se agrega a un conjunto de sustancias que reaccionan para modificar la rapidez del fenómeno, pero sin que esa sustancia forme parte del producto final.

Si el catalizador aumenta la rapidez del fenómeno se llama **positivo**.

**CATALIZADOR NEGATIVO.**—Es el que hace más lenta la reacción.

En uno y en otro caso el catalizador queda intacto después de ocurrir la reacción.



Y así hay otros casos similares.

La conversión de un óxido metálico en metal es un caso particular del fenómeno que se llama **reducción**. Se dice que el hidrógeno es un **reductor**.

La conversión de un metal en óxido es un caso particular del fenómeno que se llama **oxidación**, del cual se darán más detalles en la pág. 203, lo mismo que de la reducción. Sin embargo, desde ahora podemos mencionar que la oxidación y la reducción tienen que ver con la transferencia de electrones de unos elementos a otros, según se verá en la página 203.

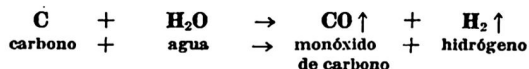
4.—El hidrógeno es monovalente positivo en la mayoría de los compuestos en que interviene (como en el caso del  $\text{H}_2\text{O}$ ) y en algunos compuestos es monovalente negativo por ejemplo el  $\text{LiH}$  (hidruro de litio).

5.—La mezcla de hidrógeno y oxígeno se llama **mezcla detonante** porque con una elevación de temperatura suficiente produce una detonación al combinarse rápidamente los dos gases.

#### c) Obtención en la industria y en el laboratorio.

##### A.—Obtención en la industria.

La obtención de hidrógeno industrialmente se hace o bien por electrólisis del agua (véase pág. 121) o bien haciendo pasar el vapor de agua sobre carbón incandescente: ocurre entonces la siguiente reacción.



Se obtiene también una pequeña cantidad de dióxido de carbono por la siguiente reacción que ocurre simultáneamente con la anterior:

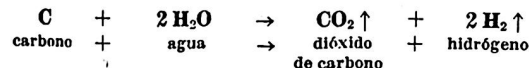
#### VOCABULARIO

**REDUCCION.**—Se llama reducción a la reacción química mediante la cual un compuesto oxigenado pierde todo o parte del oxígeno que contiene. Se dice que el compuesto que pierde oxígeno ha sido reducido. En la pág. 204 se explicará un concepto más general de reducción.

**REDUCTOR.**—Se llama cuerpo reductor una sustancia que puede quitar

oxígeno a otra. En la pág. 206 se darán ideas más generales respecto al significado de reductor.

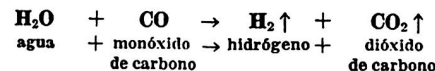
**OXIDANTE.**—Se llama cuerpo oxidante toda sustancia que puede proporcionar oxígeno a otra. En la pág. 203 se darán ideas más generales respecto al significado de oxidación.



La mezcla de monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ) e hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y vestigios de  $\text{CO}_2$  recibe el nombre de *gas de agua*. Dicha mezcla se emplea en algunas industrias como combustible o bien, en otras, para la síntesis de los compuestos llamados hidrocarburos, y para la síntesis del metanol.

Para la obtención del hidrógeno el gas de agua se mezcla con más vapor de agua y se pasa sobre un catalizador formado generalmente de óxido de hierro III ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), junto con otras sustancias, calentando a temperaturas de 450° a 500°C.

El vapor de agua y el monóxido de carbono reaccionan con producción de hidrógeno y dióxido de carbono.



El dióxido de carbono se elimina lavando el gas con agua a la presión de 25 atmósferas. Las trazas de monóxido de carbono no transformado se eliminan disolviendo el gas en un líquido adecuado.

##### B.—Obtención en el laboratorio.

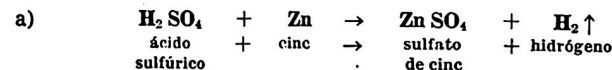
En el laboratorio se obtiene:

1.—Haciendo reaccionar los metales con ácidos.

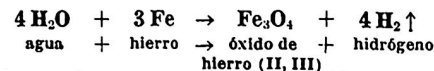
La reacción que se lleva a cabo es:



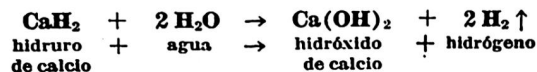
En frío, por reacción del ácido sulfúrico o ácido clorhídrico diluidos sobre el zinc o el hierro, se obtiene el hidrógeno.



2.—Otro método es mediante la oxidación del hierro, haciendo pasar vapor de agua sobre el metal calentado al rojo:



3.—Otro método de obtención en el laboratorio es la reducción del hidruro de calcio con agua:



#### d) Usos del hidrógeno.

1.—Se emplea para llenar globos (Fig. 25).

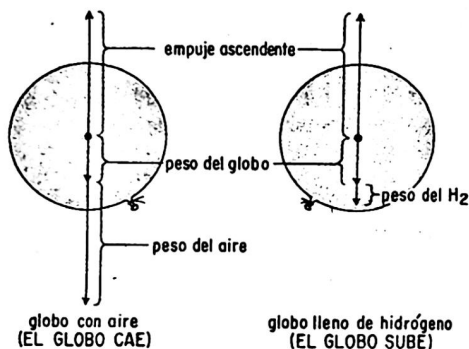


Fig. 25.—Fuerzas que intervienen en el movimiento de un globo lleno de aire (a la izquierda) y uno lleno de hidrógeno (a la derecha).

2.—Mezclado con monóxido de carbono forma el gas de agua usado como combustible.

3.—Se usa en el soplete oxhídrico (ver Fig. 24).

4.—Se usa para la obtención industrial del amoníaco.

5.—Para transformar aceites en grasas se sigue el procedimiento de hidrogenación de que se hablará en la pág. 371.

6.—Para obtener petróleo sintético o sea, artificial, por hidrogenación del carbono.

7.—Para la fabricación de filamentos de wolframio para lámparas eléctricas.

8.—En el laboratorio se aprovechan las propiedades reductoras del hidrógeno con diversos fines.

#### PRACTICA DE LABORATORIO.—OXIGENO.

OBJETO.—Obtención del oxígeno y estudio de sus propiedades.

APARATO, MATERIALES Y SUSTANCIAS.—Aparato representado en la Fig. 26; frascos, tapas de vidrio, cucharilla de ignición o cucharilla de fósforo (Fig. 27); clorato de potasio, dióxido de manganeso; astilla o palillo de madera, flor de azufre, fósforo blanco.

##### • PROCEDIMIENTO

1.—En la figura 26 se ha representado el dispositivo que se emplea en el laboratorio escolar para obtener oxígeno.

En un matraz se pone clorato de potasio  $\text{KClO}_3$  y se calienta intensamente. Para acelerar el proceso conviene agregar al clorato de potasio la quinta parte en peso de polvo de dióxido de manganeso. El extremo del tubo de salida se introduce en agua y una vez que empieza a emitir abundantes burbujas, se hace que penetren éstas a un tubo lleno de agua e invertido sobre un depósito de agua (dispositivo que se llama cuba hidroneumática). (Véanse láminas de aparatos al final del libro.)

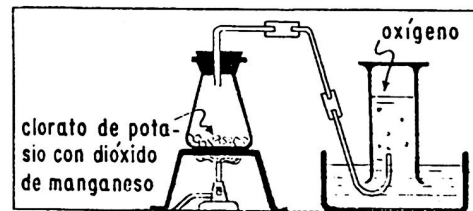


Fig. 26.—Obtención del oxígeno en el laboratorio escolar.

2.—El gas que se desprende en el experimento anterior es oxígeno y se llenan con él varios frascos que se sacan uno por uno cerrándoles su boca dentro del agua con una placa de cristal y se colocan después, no invertidos sino asentados sobre la mesa, como si contuvieran agua, tapados con la misma placa de cristal con que se sacan de la cuba hidroneumática.

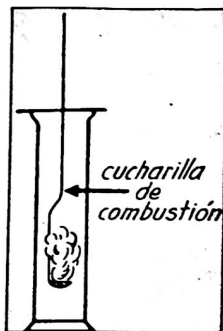


Fig. 27. — Combustión del azufre en el oxígeno.

3.—¿Qué color tiene el gas formado? ¿Tiene olor? ¿Cómo es su densidad con respecto al aire?

4.—Con el gas contenido en esos frascos se hacen los siguientes experimentos:

a).—En un frasco se introduce un palillo con la punta encendida; se ve que el resto se inflama rápidamente.

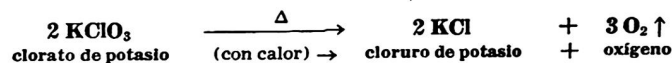
b). En una cucharilla de mango largo (cucharilla de combustión) se pone un poco de azufre y se prende (Fig. 27). Si se introduce al fondo de otro frasco con oxígeno, se inflama rápidamente con una gran llama violeta o azul. **EL GAS QUE SE PRODUCE NO DEBE RESPIRARSE.**



c). En otra cucharilla como la anterior se pone un pedacito de fósforo blanco que se enciende con la punta de una aguja de acero calentada al rojo. Se introduce la cucharilla en otro frasco con oxígeno y se quema con una llama que deslumbra, formándose humo blanco.

#### • RESULTADOS

1.—La reacción que ocurre en este experimento es:



El dióxido de manganeso, aunque también tiene oxígeno, no se descompone, sino que queda intacto después del experimento.

A una sustancia que no manifiesta cambio después de una reacción, pero cuya presencia es conveniente para que la reacción ocurra rápidamente, se le llama catalizador.

2 y 3.—El oxígeno no tiene color ni olor.

Es más denso que el aire, pues se conserva en frascos destapados colocados boca arriba, cosa que no ocurre con el hidrógeno, el cual se saldría inmediatamente en esas condiciones por ser menos denso que el aire. Un litro de aire pesa 1.29 g y un litro de oxígeno pesa 1.43 g, ambos a la temperatura de 0°C y a la presión de 76 cm de mercurio.

4.—En oxígeno puro los cuerpos se queman con mayor viveza, elevándose más la temperatura que en el aire y emitiendo más luz.

El oxígeno no es combustible, o sea que no se quema, pero es necesario para la combustión (es un comburente).

Otras propiedades importantes del oxígeno son las siguientes: es ligeramente soluble en el agua. Si se enfria y se comprime se obtiene un líquido azul pálido que hierve a 183°C bajo cero.

#### VOCABULARIO

COMBURENTE.—Es toda sustancia que activa una combustión.



## CUESTIONARIO

## PRUEBA DE OPCIÓN ÚNICA.

1. Al preparar oxígeno en el laboratorio calentando clorato de potasio, el oxígeno se recibe: (a) En estado líquido; (b) Por desalojamiento de agua en una cuba hidroneumática; (c) Por desalojamiento del aire en una probeta invertida.
2. Cuando se calienta clorato de potasio los productos que se obtienen son: (a) potasio, cloro y oxígeno; (b) cloruro de potasio y oxígeno; (c) dióxido de manganeso, cloruro de potasio y oxígeno; (d) oxígeno y cloro.
3. Al preparar oxígeno a partir del clorato de potasio, se agrega dióxido de manganeso: (a) con el fin de catalizar la reacción para que ocurra más lentamente; (b) para que se descomponga el dióxido de manganeso y dé oxígeno; (c) para obtener el oxígeno más rápidamente que como se obtendría sin catalizador; (d) para obtener más oxígeno que el que se obtendría sin catalizador.
4. Cuando se echa una astilla encendida en un frasco con oxígeno: (a) ocurre una pequeña explosión; (b) se apaga la astilla; (c) se enciende intensamente la astilla; (d) se enciende el oxígeno en la boca del tubo.
5. En el soplete oxhídrico el oxígeno se usa: (a) como combustible; (b) para la combustión del hidrógeno; (c) para que se mezcle el hidrógeno con el aire; (d) para evitar la combustión; (e) para reducir la temperatura.
6. De entre las siguientes afirmaciones diga cuáles son correctas, y las falsas corrija las modificando las palabras en negritas:
  - (a) La palabra **hidrógeno** significa generador de agua.
  - (b) El **hidrógeno** no existe en el aire en grandes cantidades.
  - (c) El cuerpo humano contiene **hidrógeno** en estado libre.
  - (d) El **hidrógeno** es el más denso de los gases conocidos.
  - (e) Al quemarse el **hidrógeno** se produce **agua**.
  - (f) El **hidrógeno** se agrega a las grasas para obtener aceites.

## PRACTICA.—HIDROGENO.

**OBJETO.**—Obtención del hidrógeno. Estudio de sus propiedades físicas y químicas.

**APARATOS, MATERIALES Y SUSTANCIAS.**—Aparato de la Fig. 28 o bien aparato de Kipp (Fig. 29), frascos, tubos de ensayo, vela sostenida con un alambre (Fig. 32), granalla de zinc, ácido sulfúrico diluido.

## ● PROCEDIMIENTO

1.—En un matraz se ponen unos cuantos gramos de granalla de zinc y se agrega ácido sulfúrico diluido (Fig. 28). Se disuelve el zinc con desprendimiento de hidrógeno.

Se llenan varios frascos que se tapan con placas de vidrio y se colocan invertidos en la mesa. Tan pronto como se termina de llenar los tubos y frascos de hidrógeno que se van a necesitar, se vacía el ácido para que no se siga generando hidrógeno, porque si se mezcla con el aire y después se enciende, puede producirse una explosión.



Fig. 28.—Obtención del hidrógeno en el laboratorio escolar.

2.—En el laboratorio suele usarse el aparato de Kipp, representado en la figura 29, para producir hidrógeno y algunos otros gases en la cantidad necesaria y suspender la producción en el momento deseado. Consiste en un depósito superior con un tubo que atraviesa el depósito intermedio y penetra parcialmente en el inferior. Entre el depósito inferior y el de enmedio hay paso de líquido y de gas, parcialmente obstruido por pedazos de zinc, que llena a medias la vasija central (la cual está hecha de una sola pieza con la inferior). El tapón que tiene el depósito inferior sólo se abre cuando se tiene que vaciar y limpiar la vasija doble.

Para iniciar la preparación del gas se abre la llave del tubo de extracción de la vasija central y se echa en la superior una solución

de ácido sulfúrico (Fig. 29-A). Una vez lleno el depósito inferior, al seguir subiendo el líquido hace contacto con la granalla de zinc, y se forma hidrógeno, que junto con el aire sale por el tubo de extracción. Por ese tubo se saca todo el hidrógeno que se requiera para los experimentos, y en el momento en que ya no se necesita, se cierra la llave; entonces el hidrógeno que se sigue formando impulsa hacia abajo el ácido hasta que éste ya no queda en contacto con el zinc (situación representada en la Fig. 29-B). En ese momento deja de producirse hidrógeno y cuando se necesita otra vez, se abre la llave, sube el ácido al depósito central y se repite la operación.

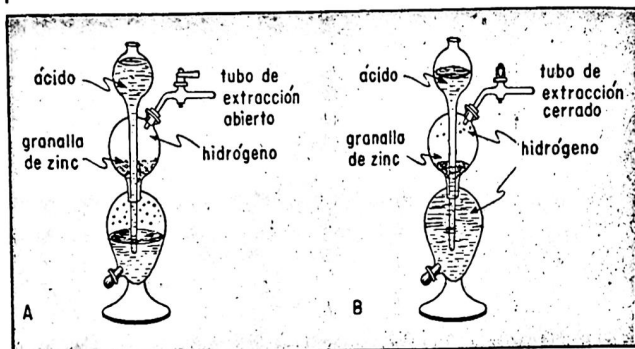


Fig. 29.—Aparato de Kipp para obtener hidrógeno inmediatamente a voluntad.

3.—a) Con el primer gas que sale se llena un tubo de ensayo, el cual queda lleno parcialmente de aire (expulsado del depósito donde se efectúa la reacción), y parcialmente de hidrógeno. Si se acerca un cerillo encendido a la boca del tubo, colocado invertido, se produce una pequeña explosión. Si no ocurre esto con el primer tubo es que sólo se ha llenado de aire.

b) Se toma otro tubo de ensayo que no tenga aire, sino sólo hidrógeno, colocado en posición invertida, se le acerca a la boca un cerillo y se ve que el gas se quema en la boca del tubo con una llama muy pálida.

c) Otro tubo con hidrógeno se pone boca arriba y unos cuantos segundos después se le acerca a su boca la llama de un cerillo o vela. No ocurre nada especial. ¿Qué se deduce de ello?

d) La manera de trasvasar el hidrógeno comprueba que es más ligero que el aire (Fig. 30).

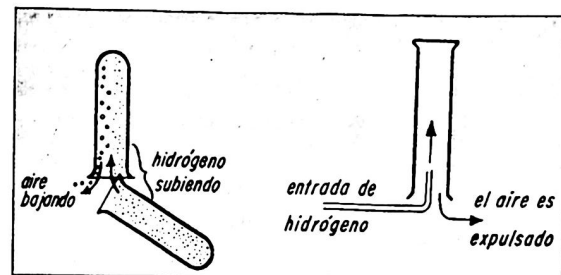


Fig. 30.—Manera de vaciar hidrógeno de un tubo a otro.

Fig. 31.—Otra manera de llenar de hidrógeno un tubo.

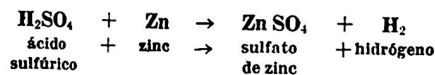
e) También, aprovechando esa gran ligereza, se puede llenar el tubo sin necesidad de usar una cuba hidroneumática, por simple desalojamiento del aire de un tubo invertido, como se ilustra en la figura 31.

4.—Si se introduce una vela encendida en un frasco con hidrógeno, éste se enciende en su boca (Fig. 32), pero la vela se apaga en el interior. ¿Qué conclusión se saca de este experimento?

Examinando el interior del tubo en el que se ha encendido el hidrógeno, se verá que está cubierto de humedad.

#### ● RESULTADOS

1 y 2.—La reacción mediante la cual se obtiene el hidrógeno es una reacción de sustitución:



3.—a) La mezcla de hidrógeno y aire que dé una proporción de 2 volúmenes de hidrógeno por uno de oxígeno se llama mezcla detonante.

b) El hidrógeno es combustible, se quema con oxígeno o con aire dando una llama azul pálida.

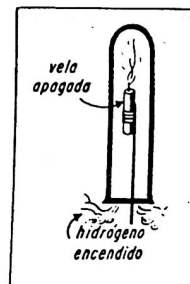


Fig. 32.—Dentro del hidrógeno se apaga una vela.

#### VOCABULARIO

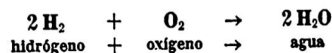
TRASVASAR.—Pasar un líquido o gas de un recipiente a otro.

c) Este experimento pone de manifiesto que el hidrógeno se escapa de un tubo colocado boca arriba, lo cual prueba que el hidrógeno es menos denso que el aire.

c), d) y e) Estos experimentos también demuestran que el hidrógeno es menos denso que el aire.

4.—Este experimento prueba que dentro del hidrógeno no se mantiene la combustión (no es comburente).

En cambio el hidrógeno es combustible, y el producto de la combustión es agua:



## ESTUDIO DEL AGUA.

### a) Importancia del agua.

Como el agua es tan abundante en la Naturaleza, y como a la mayor parte de nosotros no nos cuesta más trabajo, para obtenerla, que abrir una llave, estamos inclinados a pasar por alto la importancia que tiene este líquido.

No ocurrirá lo mismo si nos ponemos a pensar que el 70% del peso de un hombre es agua y que cada día eliminamos de nuestro cuerpo aproximadamente 3 kg de agua, que tenemos que reponer con los alimentos y con agua potable bebida directamente. Ningún ser humano puede vivir privado de agua, y sólo mediante la evaporación del agua por la piel, conserva nuestro cuerpo constantemente la misma temperatura, temperatura que, como es sabido, constituye un indicio importantísimo de la salud de una persona.

Además de que el agua se necesita para la higiene personal, la historia de la humanidad muestra que multitud de enfermedades que azotaban a los pueblos han desaparecido, casi totalmente, al dotarse a las comunidades de agua potable en abundancia.

## VOCABULARIO

AGUA POTABLE.—Agua que se puede beber sin perjuicio para la salud.

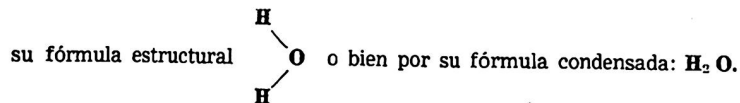
## o) Clasificación de las aguas

También debe tenerse en cuenta el agua de los ríos como fuente directa de energía y el agua almacenada en las presas, que permite producir energía eléctrica.

Lo anterior es sin tomar en consideración la necesidad de agua para la agricultura y que multitud de industrias no existirían si les faltara agua. Además, el agua de los océanos ha permitido la comunicación entre países muy distantes. Por su parte, el agua atmosférica juega un papel fundamental en la Naturaleza.

### b) Fórmula del agua.

Según ya se indicó, el agua está formada de oxígeno e hidrógeno, es por lo tanto un *óxido de hidrógeno*. En química se representa el agua por



La figura 33 da una idea de cómo sería una molécula de agua, si pudiera verse o fotografiarse.

### c) Clasificación de las aguas naturales.

*Agua de mar.* Contiene de 3 a 5% de cloruro de sodio (sal común) y pequeñas cantidades de otras sales en los mares abiertos. En promedio, un litro de agua de mar contiene cerca de 30 g de cloruro de sodio y alrededor de 5 g de cloruro de magnesio; este contenido en sales impide el uso del agua de mar en la industria y en el riego del campo; lo mismo pasa con el agua de ciertos lagos y mares interiores, como el Mar Muerto, en el que el contenido de sal en el agua es 10 veces superior al indicado antes. Por evaporación del agua de mar se puede obtener la sal para comer.

*Agua de lluvia.* El agua de los océanos, lagos, ríos, etc., se evapora continuamente y por eso el aire tiene siempre cantidades más o menos grandes de vapor de agua. Cuando se forman corrientes ascendentes de aire o cuando éste sufre dilataciones considerables, se enfría el aire y se condensa el vapor de agua en gotitas pequeñas que forman las nubes. Cuando esas gotas se reúnen hasta adquirir un peso suficiente, descienden en

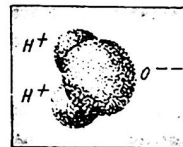


Fig. 33.—Molécula de agua.

## VOCABULARIO

DILATARSE.—Aumentar de volumen.

CONDENSARSE.—Transformarse un vapor en líquido.

forma de lluvia que cae con algo de dióxido de carbono del aire y con otras impurezas que éste pueda tener. Por eso el agua de lluvia no es limpia, y en cambio la atmósfera queda muy clara después de la lluvia.

A las aguas de lluvia se les llama a veces *aguas meteóricas*.

**Agua de río.** Proviene del agua de lluvia, contiene sales que generalmente no son perjudiciales, pero lo que sí las hace inadecuadas para beber es la posibilidad de que arrastre materias orgánicas.

**Agua de manantial o profunda.** También proviene del agua de lluvia, que se ha filtrado por capas porosas y ha llegado a capas impermeables. A esta clase de aguas y a las otras naturales se les llama a veces *aguas telúricas*.

**Aguas naturales.** En diversos lugares brota agua de la tierra en manantiales ya sean *termales* (Ixtapan de la Sal) o bien *minerales*; estos últimos pueden ser *sulfurosos* (este nombre es indebido, debieran llamarse manantiales *sulfhídricos* porque el agua contiene ácido sulfhídrico y no ácido sulfuroso), hay de estos manantiales en Agua Hedionda; también hay manantiales *ferruginosos* (Lourdes). En muchos casos, unas y otras aguas tienen propiedades medicinales.

#### d) Clasificación del agua por sus usos.

1°.—*El agua se puede utilizar ya sea como agua potable, o bien con fines industriales o curativos.*

El agua potable debe tener las siguientes características:

- 1.—Ser completamente transparente y cristalina.
- 2.—No tener ningún olor.
- 3.—Tener el sabor característico (no el que tiene el agua hervida) pero no muy intenso ni dulce. Se acostumbra decir que el agua es insípida.
- 4.—No contener materias orgánicas ni microorganismos, salvo aquellos que no son patógenos, y eso en muy corta cantidad. Si contiene bacterias perjudiciales debe esterilizarse.
- 5.—Contener oxígeno en disolución (en un recipiente con agua y que se ha dejado reposar, deben formarse pequeñas burbujas).

#### VOCABULARIO

**TERMAL.**—Manantial termal es aquel en el que las aguas salen a elevada temperatura.

**MANANTIAL SULFUROSO.**—Manantial cuyas aguas contienen ácido sulfhídrico, o sea un compuesto de hidrógeno y azufre. Debiera llamarse "manantial sulfhídrico".

**MANANTIAL FERRUGINOSO.**—Manantial que contiene compuestos de hierro.

**MICROORGANISMOS.**—Seres organizados de tamaño microscópico.

**PATOGENO.**—Que produce enfermedades.

6.—Contener una pequeña cantidad de sales disueltas (no más de dos decigramos por litro).

7.—Con pequeñas cantidades de bicarbonato adquiere sabor refrescante.

8.—Para usos domésticos se requiere que disuelva bien el jabón sin formar grumos y que permita cocer bien las legumbres.

2°.—**Cuando la fuente de agua potable no es un manantial suficientemente puro,** primero se clarifica el agua por filtración (Fig. 34) y luego se somete a un proceso de cloración o sea se introduce cloro en el agua.

Así se hace en Nuevo Laredo, Tamps. (con agua del río Bravo); en Tampico, Tamps. (con agua de la laguna del Chairel); en Morelia, Mich. (con agua de la Presa de Cointzio); también se efectúa un tratamiento completo del agua en Guanajuato, Gto.; en C. Mante, Tamps.; en Veracruz, Ver.; en Villahermosa, Tab. y parcialmente en Guadalajara, Jal.

En la ciudad de México se usan cloradores automáticos que dosifican el cloro destinado a destruir los gérmenes y lo introducen al agua.

En poblaciones pequeñas en donde no es posible instalar cloradores automáticos, se agrega a los tanques de almacenamiento algún compuesto de cloro en forma de pastillas.

3°.—Cuando el agua se emplea para fines industriales no se requiere la pureza del agua potable, pero las sales de calcio y de magnesio no deben existir en gran cantidad. El agua que contiene esas sales (ordinariamente en forma de sulfatos y "bicarbonatos"), se llama *agua dura*. En las calderas de las fábricas se forman costras de dichas sales, pegadas en las placas metálicas, reduciéndose la conductividad de las paredes, aumentando el consumo de combustible y la rapidez de deterioración de las

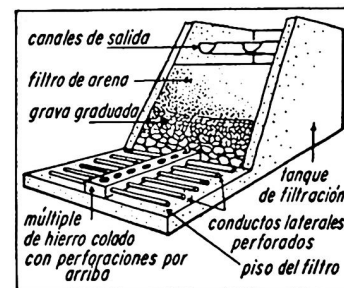


Fig. 34.—Filtro de arena para eliminar muchas impurezas del agua.

#### VOCABULARIO

**FILTRACION.**—a) Método físico para separar sólidos de líquidos o gases. b) Paso del agua por capas de arena, grava, carbón u otras, para retener las materias que tiene en suspensión.

**DOSIFICAR.**—Proporcionar una sustancia en la cantidad conveniente para una cierta finalidad.

**CLORAR.**—Agregar cloro al agua para destruir los gérmenes patógenos que pueda contener.

**GRUMO.**—Parte de un líquido que se coagula.

**COAGULAR.**—Cuajar o solidificar lo líquido, por algún fenómeno químico.

placas por el exceso de calentamiento que reciben. Cuando hay carbonato de sodio se forma sosa cáustica que ataca las placas de las calderas. En todos los casos, las incrustaciones aumentan el peligro de explosión de las calderas.

Además el agua dura no sirve para lavar ni hace espuma con jabón.

En la pág. 149 se indicará cómo se **ablanda** el agua, o sea cómo se le quita su dureza.

Por lo que se refiere al agua potable, es indispensable que tenga cierta dureza, pues si careciera por completo de sales, podría disolver parcialmente el plomo de las tuberías por donde se conduce, formándose hidróxido y carbonato de plomo (en esas reacciones interviene tanto el agua como el aire), compuestos que pueden producir a la larga envenenamientos peligrosos. En cambio, teniendo el agua cierta dureza, se forma en el interior de los tubos de plomo, una capa insoluble de sulfato de plomo, que impide suficientemente la formación de sales solubles. No obstante, las tuberías de plomo constituyen siempre un peligro latente para la salud, y por eso se recomienda usar en vez de plomo, tuberías de cobre.

#### e) Propiedades físicas del agua.

1.—El agua tiene la peculiaridad de que su dilatación no es como la de la mayoría de los cuerpos que al elevarse su temperatura aumenta de volumen, sino que de 0°C a 4°C se contrae; al seguir elevándose su temperatura, se dilata como los demás cuerpos. Esto da lugar a que el agua tenga su máxima densidad a 4°C.

2.—El agua se distingue de los demás cuerpos por su **gran capacidad calorífica**, o sea la gran cantidad de calor que requiere para elevar su temperatura. Se ha tomado este líquido como patrón para medir las cantidades de calor: **caloría** es la cantidad de calor que hay que proporcionar a un gramo de agua, en estado líquido, para elevar su temperatura un grado Celsius (o centígrado, según el nombre antiguo) (1°C).

3.—Siendo el agua un líquido tan fácil de obtener y de cambiar de estado, la temperatura a la cual pasa del estado líquido al sólido se ha tomado como punto de partida para las medidas de temperatura. El punto de congelación del agua (o punto de fusión del hielo) es el cero de la escala Celsius (0°C).

4.—La temperatura de ebullición del agua a la presión atmosférica normal es la otra temperatura que se tomó como punto de comparación para los termómetros; el punto de ebullición del agua es de 100°C a la presión de 76 cm de mercurio o sea al nivel del mar; a menores presiones

#### VOCABULARIO

**CONDUCTIVIDAD TÉRMICA.**—Propiedad que tienen las placas metálicas que forman una caldera, en virtud de la cual el calor del hogar pasa a través de las placas y calienta el agua que está en el interior.

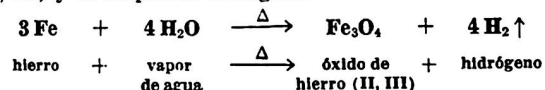
la temperatura de ebullición es menor (por ejemplo, en la Ciudad de México es de 93°C).

Según se indicó al hablar de los cambios de estado, tanto la temperatura de ebullición como la de congelación son constantes y por eso se les llama **puntos fijos del termómetro**.

5.—Una de las propiedades físicas más importantes del agua es la facilidad con que se disuelven en ella multitud de sustancias. Por ejemplo, al agregar cierta cantidad de cloruro de sodio en el agua y agitar, desaparece el sólido. El proceso se llama **solución** o **disolución**. Cuando una sustancia no se disuelve en un líquido se dice que es **insoluble**. La sustancia que existe en mayor cantidad se llama **solvente** o **disolvente** (la que tiene el mismo estado físico que la solución). La que existe en menor cantidad se llama **solute**, independientemente de su estado físico inicial.

#### f) Propiedades químicas del agua.

a) Si se hace llegar un chorro de vapor de agua a un depósito que contenga limaduras de hierro a elevada temperatura, se forma óxido de hierro (II, III) y se desprende hidrógeno:



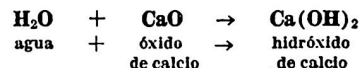
NOTA: El símbolo  $\Delta$  quiere decir que se ha proporcionado calor.

Esta propiedad se usa, a veces, en la industria, para producir hidrógeno.

b) Las siguientes propiedades químicas del agua, relacionadas con los compuestos llamados **ácidos** y **bases** (hidróxidos) ya se han mencionado al hablar de esos compuestos. En este lugar recordaremos esas propiedades: Los ácidos se obtienen de la combinación del agua con los anhídridos, o sea con los óxidos de los no metales; ejemplo:



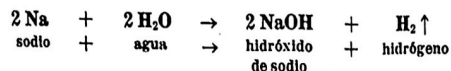
Con los óxidos metálicos el agua forma hidróxidos; ejemplo:



c) Al reaccionar un metal alcalino con agua se desprende hidrógeno en una reacción enérgica:

#### VOCABULARIO

**ANHÍDRIDO.**—Óxido de elemento no ordinariamente por un metal y el grupo metálico.  
**HIDRÓXIDO.**—Combinación formada OH constituido por la unión de un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno.



## CUESTIONARIO

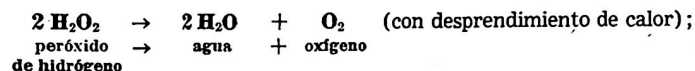
- PRUEBA DE OPCIÓN MÚLTIPLE (Tachar aquella o aquellas afirmaciones que no sean correctas).
  - El agua reacciona químicamente con: a) metales activos para formar hidróxido metálico e hidrógeno; b) óxido de calcio para formar hidróxido de calcio; c) anhídrido sulfuroso para formar ácido sulfúrico.
  - Si para efectuar la síntesis del agua se mezclan 50 cm<sup>3</sup> de hidrógeno con 20 cm<sup>3</sup> de oxígeno y se hace saltar una chispa, estando la mezcla a más de 100°C: a) no ocurre nada; b) se forma agua en estado líquido; c) se forma agua en estado de vapor, mezclada con 10 cm<sup>3</sup> de hidrógeno; d) no queda nada de oxígeno libre; e) no queda nada de hidrógeno libre.
  - El agua tiene las siguientes propiedades físicas: a) reacciona con el sodio; b) es muy buen solvente; c) puede existir como sólido y como líquido a la misma temperatura; d) tiene su mínima densidad a 4°C; e) tiene su máxima densidad a 0°C; f) hierve a temperatura de 100°C cuando la presión es de 100 cm de mercurio.
  - Para que el agua natural sea potable: a) debe carecer de sales; b) se hierve y después se le hace burbujear aire; c) se filtra y se le echa cloro; d) puede tener ciertas bacterias.
- PRUEBA DE OPCIÓN ÚNICA (Tachar las afirmaciones que no sean correctas).
  - El agua dura: a) se reconoce por su poca densidad; b) forma mucha espuma con jabón fino; c) no es buena para lavar; d) se usa para quitar las incrustaciones en las calderas.
  - La síntesis del agua se efectúa: a) mezclando oxígeno líquido con hidrógeno líquido; b) mezclando sus componentes en la proporción de 2 a 1; c) haciendo saltar una descarga eléctrica en una mezcla de oxígeno e hidrógeno gaseosos en la proporción de volumen de 1 a 2.
- Explique lo que es densidad de un gas con respecto al aire y densidad de un sólido o líquido con respecto al agua.
- ¿Por qué el agua de mar y el agua de lluvia no son potables?
- ¿A qué se llama agua dura y qué inconvenientes tiene como agua potable y como agua para fines industriales?
- ¿Qué propiedades físicas tiene el agua?
- ¿Qué acción tienen ciertos metales sobre el agua? Ilústrelo con un ejemplo.

## ESTUDIO DEL PEROXIDO DE HIDROGENO.

## a) Propiedades físicas y químicas.

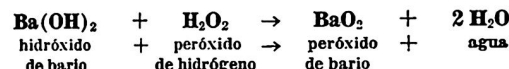
El agua ordinaria puede considerarse como un óxido de hidrógeno, y no es el único, pues también hay otro, de fórmula  $\text{H}_2\text{O}_2$ , que se llama **peróxido de hidrógeno**, que es un líquido incoloro de aspecto de jarabe. Su densidad es vez y media la del agua y su color es parecido al del ácido nítrico.

El *agua oxigenada* es difícil de conservar porque fácilmente se descompone en agua y oxígeno:

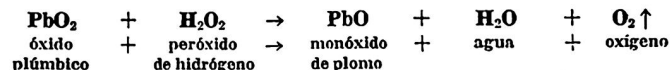


esa descomposición se debe a la acción de la luz y del calor; para evitarla, el agua oxigenada se guarda en frascos oscuros.

Químicamente, el peróxido de hidrógeno es un compuesto de carácter oxidante; por ejemplo, la reacción con el hidróxido de bario:



Sin embargo, en algunas ocasiones actúa como reductor; por ejemplo, la reacción con el óxido plúmbico:



## b) Significación de la leyenda 3% 10 volúmenes.

El agua oxigenada se expende en las farmacias en soluciones diluidas que tienen marcado en la botella 3% (10 vols) lo cual significa que cada volumen del líquido produce 10 volúmenes de oxígeno gaseoso al descomponerse, y que en 100 partes de la solución hay 3 de agua oxigenada (también se expenden soluciones con otros grados de concentración). Además, para reducir al mínimo la descomposición espontánea se le agrega un retardador o catalizador negativo (acetanilida).

En México está permitido usar un conservador, que es la acetanilida, en proporción de 50 mg por cada 100 ml.



En la industria se vende en forma de ciertos productos que contienen el agua oxigenada muy concentrada, productos que se diluyen en agua para obtener la solución que se necesite. Nuestro país produce toda el agua oxigenada que se requiere para el consumo nacional. La producción en 1968 fue de 3 960 T.

#### c) Usos.

Debido a la facilidad con que desprende oxígeno, el peróxido de hidrógeno se usa para decolorar o para blanquear telas delicadas, como seda y lana. También se usa como desinfectante porque fácilmente destruye los gérmenes. Se usa para decolorar el pelo. Se emplea también para restaurar pinturas hechas con compuestos de plomo. También se usa en la industria farmacéutica (elaboración de hormonas), en la industria textil y en la del papel.

### CUESTIONARIO

1. Escriba las fórmulas de dos óxidos de hidrógeno.
2. Con una ecuación explique por qué el agua oxigenada es un oxidante muy eficaz.
3. La etiqueta de un frasco de agua oxigenada dice: 3% (10 vols.) ¿Qué significa?
4. Indique varios usos del peróxido de hidrógeno.

#### d) Agua pesada y su importancia.

El agua pesada ( $D_2O$ ) es un compuesto similar al agua común, sólo que en lugar de contener átomos de hidrógeno común, contiene átomos del isótopo de hidrógeno de masa dos llamado deuterio. Esta agua pesada tiene propiedades diferentes a las del agua común.

### VOCABULARIO

**CATALIZADOR.**—Sustancia que interviene en una reacción ya sea acelerándola (catalizador positivo) o retardándola (catalizador negativo o retardador). A veces el catalizador se altera durante la reacción, pero como al final de la reacción se regenera, aparentemente no intervino en ella.

A continuación se ilustra la estructura de dos isótopos de hidrógeno.

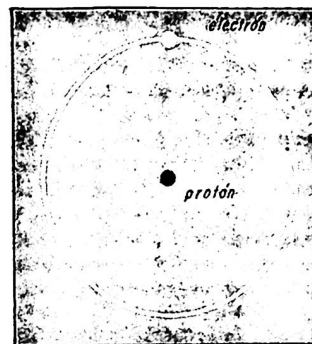


Fig. 35.—Átomo de hidrógeno común.

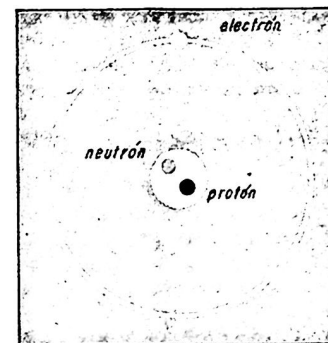


Fig. 36.—Átomo de deuterio.

El agua común tiene dos átomos de hidrógeno común y uno de oxígeno. El agua pesada tiene dos átomos de deuterio y uno de oxígeno.

El agua pesada se encuentra en pequeñas cantidades en el agua común y se puede obtener por destilaciones de grandes volúmenes de ésta. La importancia del agua pesada en física nuclear es muy grande ya que se utiliza como moderador en los reactores nucleares.

Algunas propiedades del agua pesada y el agua común:

PROPIEDADES	$H_2O$	$D_2O$
Punto de fusión	0°C	3.8°C
Punto de ebullición	100°C	101.4°C
Viscosidad	10.9	12.6
Constante dieléctrica	82.0	80.5

## SOLUCIONES.

Una característica muy importante de los sólidos es la propiedad que tienen de disolverse. Se dice que se disuelve un sólido cuando al echarlo en un líquido se difunde en él y deja de verse como sólido. Pero este proceso tiene un límite, pues llega un momento en que, al seguir echando el sólido, ya no se disuelve, por más que se agite. Se dice entonces que la solución ha quedado **saturada**.

Es necesario aclarar que no sólo se consideran soluciones a las mezclas homogéneas de sólidos y gases en líquidos; sino que se consideran como tales a mezclas de líquido en líquido, sólido en sólido, etc.; aún, de gas en sólido, siempre que estas mezclas sean **homogéneas**.

**EXPERIMENTO 11.** Se llena de agua a las tres cuartas partes un tubo de ensayo y se le van echando cristales de sulfato de sodio, agitando continuamente, hasta que queden algunos cristallitos sin disolverse. Entonces se calienta y se verá que se disuelven. Si después se deja enfriar se observará que se reconstituyen cristales de sulfato de sodio en una cantidad igual a la que se había disuelto al calentar.

**EXPERIMENTO 12.** En un cristizador o depósito abierto de base muy grande (un plato extendido) se pone un papel secante rojo y se echa encima un poco de solución saturada de sulfato de sodio. Después se pone el cristizador en un lugar caliente y se deja que el agua se evapore lentamente. Se forman sobre el cristales incoloros de la sustancia que se había disuelto.

**EXPERIMENTO 13.** En una placa de asbesto colocada al fuego se espárcen algunos cristallitos de sulfato de sodio, de los obtenidos en el experimento anterior y que ya se han secado por completo (Fig. 37). Por acción del calor los cristales se revientan y decrepitan. Un frasco colocado encima se cubre de gotitas de agua, poniéndose de manifiesto que los cris-

## VOCABULARIO

**SOLUCION.**—Materia que se obtiene al mezclarse dos o más cuerpos en forma tal que dejan de percibirse como cuerpos separados. Por ejemplo al echar sal en agua y agitar suficientemente, se hace una solución de sólido en líquido. El aire es una solución de varios gases. El bronce es una solución sólida de varios metales. Con agua y alcohol se hace una solución de dos líquidos.

tales tienen agua, en diversas cantidades. A esta agua se la llama **agua de cristalización**.

La sal de cocina cristaliza dando formas cúbicas; si se observan cuidadosamente los cristales de diversas sustancias contenidas en los frascos del laboratorio de Química, se verá que cada una presenta formas cristalinarias diferentes: tienen el aspecto de diversos poliedros geométricos.

¿A qué se debe que, al solidificarse un líquido o al evaporarse el agua de una solución, el sólido toma la forma de cristales poliédricos de formas bien definidas?



Fig. 37.—Los cristales de sulfato de sodio contienen agua.

La causa es la orientación de las moléculas: es una ley de la Naturaleza que los sólidos presenten formas regulares. Un caso muy común es el de las formas cristalinarias que presentan los diversos minerales que se encuentran en la Naturaleza y los cuales se extraen en las minas: minerales que contienen cobre, plomo, hierro, zinc, estaño, etc. Las piedras preciosas naturales también se encuentran en formas poliédricas, siempre las mismas: unas caracterizan al diamante, otras al topacio, otras al rubí, etc.

Se llaman **soluciones** a los sistemas perfectamente homogéneos que se obtienen mezclando proporciones variables de dos o más cuerpos, que pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.

Por ejemplo, el agregar azúcar en agua y agitar suficientemente, se hace una solución de sólido en líquido. El aire es una solución de varios gases. El bronce es una solución sólida de dos metales. Y una solución de un líquido en otro será alcohol y agua. Una solución es una mezcla, puesto que no hay combinación química entre sus componentes. Por supuesto, no toda mezcla es solución, pues hay mezclas que no son perfectamente

## VOCABULARIO

**DECREPITAR.**—Fenómeno que ocurre por la acción del calor en ciertos cristales, al desprenderse ya sea el agua de cristalización o agua retenida entre los cristales. Se manifiesta en forma de chasquidos semejantes a los que produce la leña al arder.

**AGUA DE CRISTALIZACION.**—Agua que existe en ciertos cristales, pero no entre los huecos que pudiera tener, sino en un número de moléculas bien definido por cada molécula de la sustancia. Si el cristal se calienta, pierde su forma cristalina al perder su agua de cristalización.

homogéneas porque las partículas que las forman no son de dimensiones moleculares, como ocurre en las soluciones.

**a) Disolvente; soluto; solución diluida, concentrada, saturada y sobresaturada.**

Una solución está formada por el disolvente y el soluto. La sustancia que existe en mayor cantidad se llama *disolvente*. La sustancia que está disuelta en el disolvente, que está en menor cantidad, es el *soluto*.

Pondremos como ejemplo una solución de sal común en agua. La sal es el *soluto* y el agua, el *disolvente*.

Se dice que una *solución es diluida* cuando la cantidad de soluto es muy pequeña con respecto a la cantidad de disolvente. En cambio en una *solución concentrada* hay gran cantidad de soluto, es decir que la solución estará cerca del grado de saturación. Se da el nombre de *solución saturada* a aquella en que se ha disuelto la máxima cantidad de soluto y en la que se hallan cristales de éste.

Si disolvemos sal común en agua, a una cierta temperatura, y vemos que al agregar más sal no se disuelve en el agua, sino que queda en forma de cristales, se dice que la solución ha quedado *saturada a esa temperatura*.

**Solución sobresaturada.**—Si una solución es saturada a una temperatura de 40°C y se le elimina el exceso de soluto que contiene, por filtración, y luego se enfría a 20°C, la solución estará en una forma inestable, es decir, contendrá mayor cantidad de soluto que una solución saturada a 20°C. A esta solución que existe en forma inestable se llama *solución sobresaturada*, ya que si agregamos unos cristales de este soluto, se rompe esa forma inestable y se precipita, en forma de cristales, el exceso de soluto que tenía la solución sobresaturada.

**Resumiendo:** *Solución sobresaturada* es la que contiene mayor cantidad de soluto que una saturada, a la misma temperatura. Hay que tener en cuenta que una solución sobresaturada no puede tener cristales de soluto, en su seno.

**b) Coeficiente de solubilidad.**

Se llama solubilidad o coeficiente de solubilidad de una sustancia a la cantidad de dicha sustancia necesaria para saturar 100 gramos de disolvente. Al dar el coeficiente de solubilidad de una sustancia, se debe indicar la temperatura y presión con las que se determinó.

La solubilidad varía con la temperatura. Así, el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  tiene un coeficiente de solubilidad de 20 g a 20°C y de 40 g a 30°C.

**Efecto de la temperatura en la solubilidad.**—Los aumentos de temperatura producen efectos muy diversos en las solubilidades de los sólidos. Generalmente las solubilidades de las sustancias aumentan con un aumento

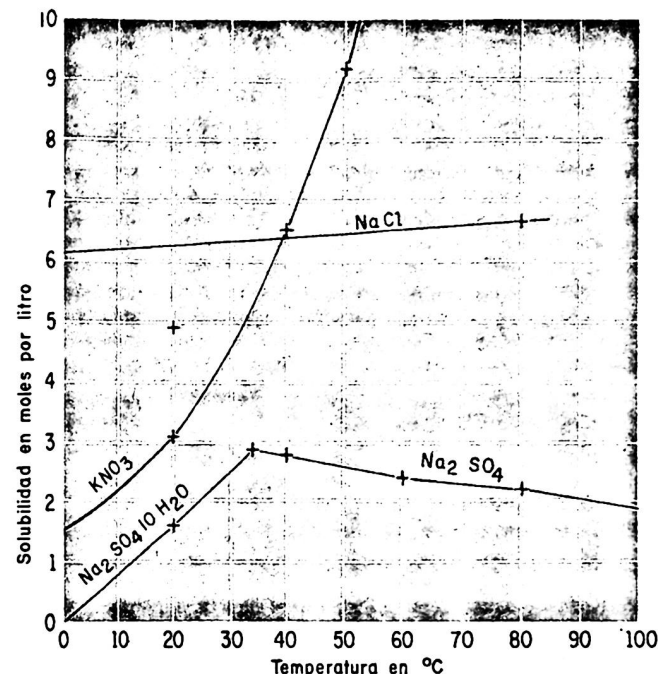


Fig. 38.—Efecto de la temperatura en la solubilidad de ciertas sales solubles.

de temperatura, pero hay excepciones a esta regla general. Entre estas excepciones están el sulfato de sodio anhidro, cuya solubilidad disminuye al aumentar la temperatura, y el cloruro de sodio, cuya solubilidad es poco afectada por cambios de temperatura. Las curvas de solubilidad-temperatura en la Fig. 38 ilustran los diferentes efectos de la temperatura sobre tres sales diferentes.

En los gases la solubilidad disminuye con la elevación de temperatura. Así, un volumen de agua puede disolver cerca de 170 volúmenes de  $\text{CO}_2$  a la temperatura de 0°C, y sólo disuelve 35 volúmenes a 60°C, en ambos casos a la presión de una atmósfera.

**c) Suspensiones.**

Una dispersión está formada por dos fases: Una, dividida en pequeñas partículas (*fase dispersa*), esparcidas en el seno de otra (*fase dispersante*).

Las *suspensiones* son dispersiones en las que el tamaño de las partículas sólidas de la fase dispersa es mayor de  $0.1 \mu$  ( $\mu$ ), es decir 0.0001 mm. Por lo tanto, las suspensiones son sistemas heterogéneos al microscopio, pues valiéndose de él se pueden observar las partículas que forman la fase dispersa. Pero, a simple vista, una suspensión es un sistema homogéneo. La fase dispersante, en una suspensión, es un líquido.

Estos sistemas heterogéneos al microscopio no son muy estables, por lo que pueden sedimentar, es decir, que la fase dispersa (las partículas microscópicas) precipitan, formando un precipitado en el fondo de la suspensión, que se puede separar por simple filtración pues las partículas no son tan pequeñas que puedan atravesar los poros del papel filtro.

Agitando fuertemente con agua sustancias sólidas, como caolín, arcilla, negro de humo, etc., se obtienen suspensiones. La tinta china es una suspensión de negro de humo en agua, en la que la fase dispersa son las partículas microscópicas de negro de humo y la fase dispersante, el agua.

#### d) Dureza de las aguas.

La experiencia diaria nos enseña que mediante el jabón se elimina la grasa y el polvo que se adhiere a los cuerpos. Aquí daremos algunas ideas de lo que ocurre: al frotarse una solución jabonosa contra superficies aceitosas o grasosas la grasa se *emulsifica*, lo cual quiere decir que se forman gotitas pequeñísimas de ella que son arrastradas por la solución de jabón. En cuanto a las partículas pequeñísimas de polvo tienen la peculiaridad de que al frotar con jabón, sobre ellas se adhieren las moléculas de la sustancia que constituye el jabón, resultando que al eliminar la solución jabonosa arrastra las partículas de polvo así envueltas.

La formación de una solución jabonosa se reconoce por el tacto y por la espuma que se forma. Cuando el agua no produce esa espuma se llama *agua dura*; por contraposición se llama *agua blanda* aquella en la que sí se hace jabonadura fácilmente.

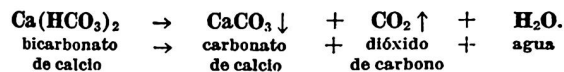
Se reconoce que una muestra de agua es dura cuando al dejarla evaporar se forma un residuo en forma de polvo blanco. Al analizar esa sal se encuentra que es "bicarbonato" de calcio (o de magnesio) o bien sulfato de calcio (o de magnesio).

Al tratar de disolver jabón con agua dura, se forma un precipitado insoluble en forma de grumos, se dice que "se corta el jabón". Entonces se tiene que agregar más y más jabón hasta precipitar con él todas las sales y sólo entonces se puede producir la jabonadura para lavar. Por otra parte, el agua dura produce incrustaciones en las calderas y tampoco se puede utilizar en las industrias del papel, textil, etc. Por demás está decir que tampoco es potable, pues el exceso de sales la hace dañina a la salud.

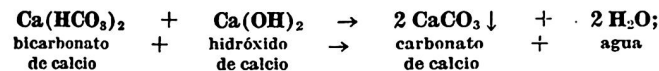
Así pues, siendo el agua dura antieconómica, peligrosa e inadecuada por todos conceptos, hay que quitarle esa dureza.

#### A.—Clasificación y maneras de ablandar el agua.

Cuando la dureza se debe a "bicarbonatos", se puede ablandar el agua por simple ebullición, ocurriendo la siguiente descomposición:

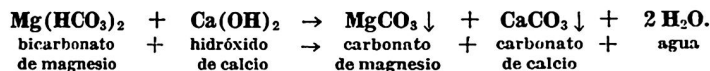


El carbonato de calcio se precipita, el  $\text{CO}_2$  se desprende en forma de gas y el agua queda blanda. También se puede agregar cal apagada:

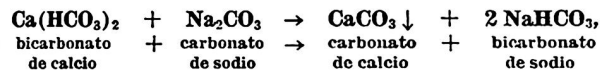


por supuesto que este procedimiento es mucho más económico que hervir el agua; sin embargo, no debe agregarse sino una mínima cantidad de cal apagada.

Con este procedimiento también se elimina el bicarbonato de magnesio, que no pasa completamente a carbonato (como lo hace el de calcio) cuando se hierve el agua. La reacción es semejante a la anterior:



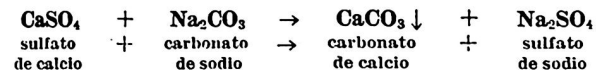
El carbonato de sodio también es eficaz para eliminar el bicarbonato de calcio:



porque el bicarbonato de sodio así formado tampoco es perjudicial.

Este tipo de dureza se llama "temporal" o de *tipo carbonato* en contraposición con la producida por sulfatos de calcio o de magnesio que se llama "permanente" porque no se pierde por ebullición (también se llama de *tipo no carbonato*, según el nombre recientemente adoptado).

El ablandador que se usa para corregir la dureza de tipo no carbonato es una sal, por ejemplo carbonato de sodio:



El carbonato de calcio se precipita y se separa; el sulfato de sodio queda disuelto, pero no causa los trastornos que el sulfato de calcio o el de magnesio, o sea que no endurece el agua.

# PELICULA SOBRE EL AGUA

## PELICULA SOBRE EL OXIGENO Y EL HIDROGENO.

### ESTUDIO DE LAS PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS DEL AGUA Y EJERCICIOS PARA DEMOSTRAR LA DUREZA DE ELLA Y MANERA DE CORREGIRLA.

#### PRACTICA DE LABORATORIO.—PROPIEDADES DEL AGUA.

OBJETO.—Estudiar algunas propiedades del agua.

APARATOS, MATERIALES Y SUSTANCIAS.—Vidrio de reloj, agitador, tubo de ensayo, mechero, cápsula de porcelana, recipiente con agua, frasco con agua para invertir en el recipiente, pinzas, red de alambre, sulfato de sodio, sodio.

#### • PROCEDIMIENTO

1.—Con el agitador se toman unas gotas de agua de la llave, se ponen en un vidrio de reloj y se dejan evaporar. Se observa que queda en el vidrio un sedimento fino formado por las sustancias que tenía el agua en disolución.

2.—En un tubo de ensayo se vierte la cantidad de agua necesaria para llenar unos tres centímetros del tubo colocado verticalmente. Se agrega una pequeña cantidad de sulfato de cobre pulverizado, se agita y se disuelve el sulfato, formándose una solución azul. Se sigue añadiendo más sulfato de cobre hasta que ya no se disuelva más. En-

tonces la solución ha quedado saturada a la temperatura del laboratorio. Si se calienta el tubo al mechero y se sigue agitando, se ve que se disuelve el sólido que había quedado en el fondo. Se agrega más y así se prosigue hasta que ya no se pueda disolver más, ni siquiera a la temperatura de ebullición. Se vacía la solución en una cápsula de porcelana y se deja enfriar. Al ir enfriándose ya no puede contener tanto sulfato de cobre en solución como cuando estaba caliente y el exceso de esa sustancia cristaliza, o sea se deposita en forma de cristales.

3.—Si el experimento anterior se efectúa con sulfato de sodio (sal de Glauber usada en medicina como purgante) y después de disolver en caliente la máxima cantidad posible y filtrar cuidadosamente se deja enfriar muy lentamente y sin agitar el líquido, se verá que no se cristaliza la sal excedente que se había agregado después de saturar en frío, sino que queda con una cantidad disuelta superior a la correspondiente a la saturación. A esa solución se le llama sobresaturada. Se encuentra en unas condiciones inestables. Basta agitar o agregar un cristalito de la sal para que se cristalice rápidamente toda la cantidad excedente de soluto.

4.—El sodio es un metal blanco muy alterable a la intemperie y por eso se guarda en frascos llenos de petróleo. Sin tocarlo con las manos, se saca del frasco y se corta un pedacito muy pequeño que se pueda tomar con pinzas y poner en una redcilla de alambre. Se coloca el pedacito de sodio bajo la redcilla y se mete debajo de un tubo invertido lleno de agua (Fig. 39). Se desprenden del sodio burbujas que se recogen y se averigua que el gas producido es hidrógeno, porque se enciende fácilmente. Al tocar el agua con los dedos se nota una sensación jabonosa.

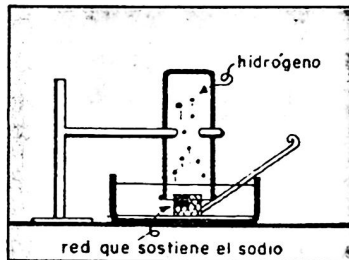
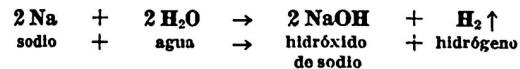


Fig. 39.—Algunos metales descomponen el agua.

La reacción que ha ocurrido es la siguiente:



## • RESULTADOS

1, 2 y 3.—Ya se explicó anteriormente lo que son las soluciones, al hablar del agua, si bien este fenómeno ocurre también con cualquier clase de líquido.

El líquido que disuelve (ordinariamente agua) se llama **solvente** o **disolvente** y la sustancia disuelta se llama **soluto**. Al disolver sulfato de cobre se puso de manifiesto lo que es una **solución saturada**: es aquella en la que se ha disuelto la máxima cantidad posible de sustancia y en la que se encuentran **crisales del soluto dentro del líquido**. Cuando en una forma inestable hay disuelta una cantidad mayor, se dice que la solución está **sobresaturada**, pero en tal caso no hay crisales del soluto en la solución.

Cuando la cantidad de soluto es muy pequeña se llama **solución diluida**. Cuando es mayor se llama **solución concentrada**.

Los términos "concentrada" y "diluida" no tienen un significado preciso.

Si se tienen 100 g de disolvente y se le agrega todo el soluto que sea necesario para saturar la solución, a esta cantidad de soluto se le llama **coeficiente de solubilidad** (a una temperatura y presión dadas) o simplemente **solubilidad**.

4.—La propiedad que tiene el sodio de reaccionar con el agua desprendiendo hidrógeno es una característica común a diversos metales. Esta propiedad se expresa diciendo que el metal **desaloja** al hidrógeno del agua.

### PRACTICA DE LABORATORIO. — EJERCICIOS PARA DEMOSTRAR LA DUREZA DEL AGUA Y MANERA DE CORREGIRLA.

**OBJETO.**—Conocer el grado de dureza del agua de la llave, del agua destilada, del agua con dureza permanente y del agua con dureza temporal.

**APARATOS Y MATERIALES.**—Buretas, frascos con tapón esmerilado, vasos de precipitado, soportes, mechero, tripode, malla de alambre, baño de María; agua destilada; 100 ml de alcohol etílico, 5 g de jabón de Castilla, bicarbonato de calcio, sulfato de calcio.

## • PROCEDIMIENTO

1.—Se ponen los 5 g de jabón de Castilla en 100 ml de alcohol, calentando en un vaso de precipitados colocado en baño de María agitando

## Experimento

hasta que se disuelva. Después, agregando agua se completa hasta un litro, agitando continuamente; así se obtiene la solución tipo de jabón, que sirve para comparar las durezas de los diferentes tipos de agua. Se llena una bureta con esa solución (ver Fig. 40).

2.—Con otra bureta se miden 25 ml de agua destilada que se vierten en el frasco con tapón esmerilado. Se destapa y se le agregan 0.2 ml de solución de jabón, se tapa y se agita fuertemente y se deja reposar sobre la mesa. Si la espuma desaparece, agregar otra porción de 0.2 ml de solución de jabón y agitar de nuevo; este procedimiento se repite, hasta que en el frasco perdure la espuma durante un minuto sin deshacerse. Se anota entonces cuántos cm<sup>3</sup> de solución de jabón se agregaron.

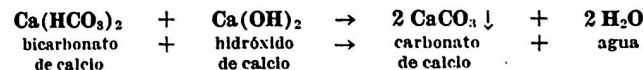
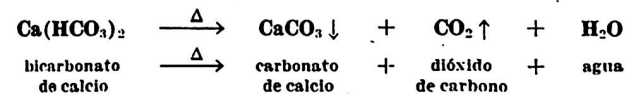
3.—En la misma forma se procede con el agua de la llave y se anota la cantidad de solución de jabón que se requiere para que la espuma dure un minuto.

4.—Se prepara después una solución de bicarbonato de calcio en agua destilada, para obtener una dureza temporal, y se repite el experimento.

5.—Con agua destilada hágase una solución de sulfato de calcio, para obtener agua con dureza permanente y repítase el experimento.

6.—Hiérvese la solución de bicarbonato de calcio y la de sulfato de calcio, y siga el procedimiento 2 para las dos soluciones hervidas. ¿Cuál solución pierde su dureza y por qué?

7.—Se puede eliminar la dureza temporal de la solución obtenida en 4, hirviendo el agua o agregando cal apagada, según las siguientes reacciones:



El  $\text{CaCO}_3$ , se precipita y el  $\text{CO}_2$  se desprende en forma de gas.

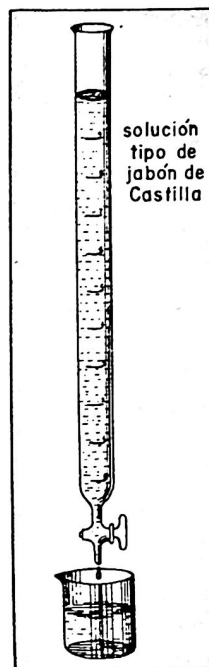
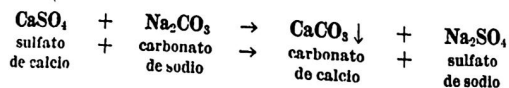


Fig. 40.—Bureta para determinar la dureza del agua.

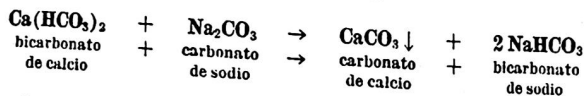


8.—Se puede eliminar la dureza permanente de la solución obtenida en 5, agregándole carbonato de sodio, según la siguiente reacción

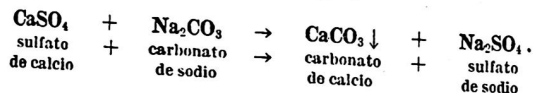


el  $\text{CaCO}_3$  se precipita y se separa; el sulfato de sodio queda disuelto, pero esta sal no da dureza al agua, ya que sólo los sulfatos de Ca y Mg endurecen el agua.

9.—La dureza del agua de la llave del procedimiento 3, se elimina agregando  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , ya que éste puede eliminar la dureza "temporal" y la "permanente" según las siguientes reacciones



el bicarbonato de sodio no da dureza al agua;



La cantidad de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  que se agrega depende de la cantidad de bicarbonatos y sulfatos de calcio y magnesio que contenga el agua.

10.—Hágase una tabla de la siguiente manera:

TIPO DE AGUA	MILILITROS DE SOLUCION DE JABON
agua de la llave	
agua destilada	
agua con dureza temporal	
agua con dureza permanente	

# • RESULTADOS

6.—El agua con dureza "temporal" pierde su dureza porque el  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  se transforma en carbonato de calcio, que precipita,  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .

10.—La cantidad de mililitros de solución de jabón dependerá de la cantidad de  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  o  $\text{CaSO}_4$  que se agregue. También la cantidad de mililitros que se gasten para el agua de la llave depende de la localidad donde se encuentre.

## UNIDAD VII

### **ESTUDIO DEL AIRE COMO MEZCLA GASEOSA. MASA MOLECULAR Y VOLUMEN MOLECULAR GRAMO. CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS. OXIDACION-REDUCCION.**

#### **ESTUDIO DEL AIRE COMO MEZCLA GASEOSA. PRINCIPALES COMPONENTES DEL AIRE.**

##### **a) El aire. Propiedades físicas y químicas.**

En Física se estudia que el aire es un cuerpo que ocupa lugar en el espacio, tiene peso y ejerce presión (presión atmosférica).

El hecho de que un pedazo de hierro que se deje a la intemperie se va cubriendo de herrumbre, pone de manifiesto la existencia, en el aire, de algún elemento químico que reacciona con el hierro.

¿Qué es lo que tiene el aire viciado de un salón cerrado y lleno de gente, que no tiene el aire puro del campo?

Los siguientes experimentos nos conducirán a la respuesta.

**EXPERIMENTO 15.** *Instálese una cuba hidroneumática como la de la figura 41. Se aspira una gran cantidad de aire, se conserva algún tiempo en los pulmones, se arroja una pequeña cantidad de aire y el resto se hace penetrar por el tubo al frasco invertido. Se repite la operación hasta llenar el frasco con ese gas que ha estado algún tiempo en los pulmones. Después se saca el frasco tapándolo previamente con una placa de cristal, se voltea, se mete una*

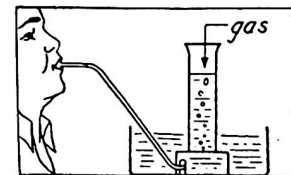


Fig. 41.—Cuba hidroneumática.



Fig. 42.—El  $\text{CO}_2$  no permite la combustión.

velita encendida, sostenida con un alambre (como en la Fig. 42). La vela se apaga inmediatamente.

Este experimento demuestra que en el aire arrojado por los pulmones hay gases en los que no puede mantenerse una combustión. Esos gases son el anhídrido carbónico, que resulta de las combustiones que ocurren en el interior de nuestro cuerpo, según ya se explicó anteriormente, y el nitrógeno de que hablaremos a continuación.

**EXPERIMENTO 16.** El llamado fósforo "blanco" o "amarillo" es un elemento que, cuando está limpio en su superficie, es incoloro y transparente, de aspecto de cera que se guarda en frascos llenos de agua porque si se deja al aire puede entrar en combustión espontáneamente. Por consiguiente deben tomarse muchas precauciones para manejarlo. Si se le toca con la punta de un agitador de vidrio que se ha calentado al mechero se inflama con luz brillante, emitiendo nubes de humo blanco formadas por polvos que asientan pronto.

Sobre un flotador colocado en una cuba de agua se pone una capsulita y en ella un pedacito de fósforo (Fig. 43). Se pone en ignición en la forma indicada y se tapa herméticamente. Al estar quemándose se va elevando el agua dentro del depósito hasta ocupar aproximadamente la quinta parte del volumen original del aire.

Este experimento demuestra que al quemarse el fósforo ha consumido la quinta parte del volumen de aire del depósito en que estaba.



Fig. 44.—El hierro se oxida con el oxígeno del aire.

**EXPERIMENTO 17.** A un resultado semejante se llega efectuando el experimento representado en la Fig. 44. Consiste en colocar un frasco invertido en el agua ligeramente humedecido en su interior y cubierto por dentro de limaduras de hierro. El resto se deja lleno de aire. Al ir transcurriendo el tiempo se va oxidando el hierro, y al reducirse la cantidad de oxígeno gaseoso inte-

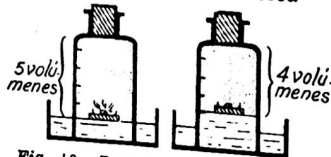


Fig. 43.—Durante su combustión, el fósforo consume la quinta parte del volumen de aire.

### VOCABULARIO

**ASPIRAR.**—Tomar aire por la nariz o la boca para llevarlo a los pulmones.  
**HERMÉTICO.**—Se dice que un reci-

piente está cerrado herméticamente cuando no puede entrar ni salir aire de él.

rrior la presión atmosférica que obra en el depósito exterior obliga al agua a ir ascendiendo por el frasco.

**EXPERIMENTO 18.** Después del experimento 16 se destapa la campana y se introduce una vela encendida, sostenida verticalmente con un alambre (Fig. 42). La vela se apaga inmediatamente.

La conclusión de estos experimentos es que el aire contiene una quinta parte de su volumen de un gas necesario para la combustión (y para la respiración). Ese gas es oxígeno (Fig. 45). Las otras 4/5 partes son de un gas que no mantiene la combustión ni permite la vida y que se llama nitrógeno ( $\text{N}_2$ ).

Además hay en el aire vapor de agua en cantidades variables, que proviene de la evaporación en mares, lagos, etc.

El aire es una mezcla de esos gases y contiene algunos más en cantidades pequeñas, como pone de manifiesto el siguiente cuadro (en las zonas industriales hay además polvo y otros gases que impurifican el aire):

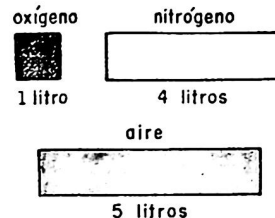


Fig. 45.—Constitución del aire en volumen.

COMPOSICIÓN DEL AIRE		
Gases principales	En volumen	En peso
Nitrógeno	78.06	75.5
Oxígeno	20.96	23.2
Argón, etc.	0.94	1.3
Dióxido de carbono	0.04	0.05

Según se explica en Física, para valuar la densidad de los gases, ordinariamente se toma como término de comparación el aire, así como para valuar la densidad relativa de los líquidos y sólidos, se toma como término de comparación el agua.

### b) Papel que desempeñan los distintos componentes del aire.

El oxígeno es un elemento indispensable para la vida del hombre, de los animales y de las plantas, según se ha venido insistiendo.

El  $\text{CO}_2$  producido como consecuencia de la respiración y de las combustiones es aprovechado por las plantas, las cuales lo utilizan en sus procesos vitales en la forma que se explicará más adelante; durante esos procesos las plantas desprenden oxígeno, reconstituyendo así el consumido por el reino animal y por las combustiones. El nitrógeno obra en el aire como diluyente, amortiguando la acción oxidante del oxígeno.

Ciertos productos nitrogenados son indispensables para el desarrollo de las plantas, pero la mayoría de éstas son incapaces de utilizarlo directamente, o sea no pueden tomarlo directamente de la enorme cantidad que hay en el aire atmosférico. Sin embargo, las leguminosas sí pueden tomarlo directamente en virtud de ciertas bacterias que tienen, según se explicará en la página 258.

El vapor de agua existe en cantidades variables en la atmósfera y tiene una gran influencia en la habitabilidad de un recinto cualquiera. En efecto, los alimentos digeridos son oxidados dentro de nuestro cuerpo y como consecuencia de ello se produce calor. Ahora bien, la temperatura del cuerpo debe conservarse siempre a 37°C, de modo que es indispensable eliminar el calor excedente. El proceso mediante el cual el cuerpo elimina ese exceso es por la exudación: al evaporarse el sudor arrastra consigo grandes cantidades de calor, y eso lo hace, en cierta forma, automáticamente, si las condiciones del ambiente lo permiten. Y al hablar de condiciones del ambiente nos referimos no sólo a la temperatura, sino también a la humedad del aire. Si la temperatura ambiente es baja no se favorece la evaporación, pero tampoco la requiere el cuerpo en forma considerable. En cambio cuando la temperatura es alta sí se evapora el sudor, lo cual se facilita renovando el aire. En un cuarto cerrado y con muchas personas ocurren dos cosas: se eleva la proporción de dióxido de carbono de la atmósfera y no se renueva el aire, o sea, no se facilita la transpiración sudorífica. Son esas las condiciones que contribuyen al "aire viciado", y probablemente lo que nuestro organismo siente desagradable es, no tanto el respirar aire con mucho anhídrido carbónico, cuanto el que no se puede eliminar el calor por exudación. Sin embargo, hay opiniones en contrario.

#### c) Equivalente químico.

A continuación consignamos las proporciones aproximadas en peso de distintos compuestos:

35.5 g de cloro con 1 g de hidrógeno dan 36.5 g de cloruro de hidrógeno.  
8 g de oxígeno con 1 g de hidrógeno dan 9 g de agua, y finalmente  
8 g de oxígeno con 35.5 g de cloro dan 43.5 g de óxido de cloro.

Comparando esos pesos se ve que las cantidades de cloro y de oxígeno que se combinan con un gramo de hidrógeno, a su vez se combinan entre sí, y que en ninguno de los tres casos falta ni sobra ninguno de los elementos.

#### VOCABULARIO

EXUDACION.—Eliminación del sudor por la superficie del cuerpo.

TRANSPIRACION.—Eliminación del sudor a través de la piel.

EQUIVALENTE.—Se dice que una cosa es equivalente a otra cuando puede reemplazarla o sustituirla.

Las cifras 35.5 g de cloro (Cl) y 8 g de oxígeno (O) se llaman pesos equivalentes de los elementos respectivos o equivalentes químicos. Esa denominación significa que hay cantidades que son equivalentes en el sentido de que forman compuestos con 1 g de hidrógeno sin que sobre ni falte elemento, y de que en algunos casos se combinan también entre sí esos equivalentes, sin que sobre ni falte elemento.

Con otros elementos que se combinan con el hidrógeno y que también se combinan entre sí, ocurre cosa semejante.

Se llama equivalente químico de un elemento, al número de gramos de ese elemento que se combinan con 1 g de hidrógeno o con 8 g de oxígeno.

Conviene ampliar esta definición a otros tipos de reacciones químicas en las que no hay combinación con el hidrógeno, sino que éste se desprende, como en el caso del agua cuando se la ataca con sodio, potasio, etc.; o bien cuando se ataca un metal con un ácido, caso en el que también se desprende hidrógeno.

Así por ejemplo: 1 g de hidrógeno se combina con 20 g de calcio para formar hidruro de calcio; y recíprocamente, si con 20 g de calcio se hace reaccionar el agua, ésta desprende precisamente 1 g de hidrógeno; se dice que el equivalente químico del calcio es 20 g.

Análogamente, con 12 g de magnesio se puede desprender de un ácido 1 g de hidrógeno, ni menos ni más; así pues, el equivalente químico del magnesio es 12 g.

También hay casos en los que no se efectúa combinación con el oxígeno, sino que éste se desprende, como ocurre al reducir algunos óxidos metálicos.

Así pues, en general se llama equivalente químico de un elemento el peso del mismo que se combina con 1 gramo de hidrógeno o con 8 gramos de oxígeno (o bien que los desaloja de sus combinaciones). En la página 191 se hablará de pesos equivalentes de los ácidos y de las bases.

EXPERIMENTO 19. Indicáremos cómo puede determinarse un equivalente químico, por ejemplo para el caso del magnesio.

#### VOCABULARIO

EQUIVALENTE QUÍMICO O PESO EQUIVALENTE.—Se llama equivalente químico de un elemento la cantidad de él que se combina con un gramo de hidrógeno (o con 8 g de oxígeno) o bien que desaloja un gramo de hidrógeno (u 8 g de oxígeno) de las combinaciones en que se encuentre el hidrógeno (o el oxígeno, en su caso).

REDUCIR.—a). Se dice que se reduce un compuesto cuando pierde oxígeno u otro elemento similar. En la pág. 205 se precisará este concepto.

b). Se dice que se reduce un elemento cuando disminuye su valencia positiva. En la pág. 205 se aclararán estos términos.



Fig. 46. — Determinación del equivalente químico del magnesio.

Se instala una cuba hidroneumática con una solución diluida de ácido sulfúrico (figura 46). Conviene usar una probeta graduada, pero en su lugar se puede emplear un frasco cualquiera en el que se hará una marca hasta donde se llene de gas y luego se medirá el volumen comprendido entre la marca y el fondo.

Para ejecutar el experimento, primero se pesa un pedacito de magnesio y luego se echa en la cuba tapándola inmediatamente con la probeta o frasco previamente invertido y lleno de solución.

El hidrógeno que se desprende va desalojando el líquido. Cuando la reacción termina por completo se mide el volumen de hidrógeno producido y ya se tienen todos los datos del problema.

Así sabiendo que el peso de 1 000 cm<sup>3</sup> de hidrógeno es de 0.09 g, se calcula cuánto pesa el número de centímetros cúbicos desalojados al hacer el experimento y sabiendo así qué peso de hidrógeno se desalojó con un peso conocido de magnesio, se calcula cuántos gramos de magnesio se requirieron para desalojar un gramo de hidrógeno. Pondremos un ejemplo.

Al hacer el experimento se encontró que 0.48 g de magnesio desalojaron 444 cm<sup>3</sup> de hidrógeno. Entonces, el peso de hidrógeno desalojado fue de  $0.444 \times 0.09 = 0.04$  g, o sea 4 centigramos.

Por consiguiente, si para desalojar 4 centigramos de hidrógeno se necesitan 0.48 g de magnesio, para desalojar un centigramo se necesitarán  $\frac{0.48}{4}$  g de magnesio, y para desalojar 100 centigramos (o sea un gramo de hidrógeno) se necesitará un peso 100 veces mayor, o sea:

$$\frac{0.48}{4} \times 100 = 12 \text{ g de magnesio.}$$

Así pues, el equivalente químico del magnesio es 12 g porque con esa cantidad de magnesio se desaloja un gramo de hidrógeno.

### VOCABULARIO

**DESALOJAR.**—a) Se dice que un elemento es desalojado de un compuesto cuando por algún procedimiento químico se elimina dicho elemento del compuesto. b) Se dice que un gas desaloja a un líquido de un frasco cuando al ir entrando el gas va saliendo el líquido. También se puede desalojar un gas de un depósito con otro gas que lo va expulsando, como se representa, por ejemplo, en la figura 31 de la pág. 133.

## LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES. MASA MOLECULAR. HIPOTESIS DE AVOGADRO. VOLUMEN MOLECULAR GRAMO.

### a) Ley de Dalton de las proporciones constantes.

DALTON no necesitó de una prueba directa de la existencia de moléculas para aceptar como buena la hipótesis atómica y molecular. Una prueba muy convincente de ella es la *ley de las proporciones constantes* que se mencionó al establecer la diferencia entre compuestos y mezclas.

En efecto, aceptada la hipótesis de la constitución de las moléculas mediante átomos, ¿de qué proviene el peso de un cuerpo?—Evidentemente el peso de un cuerpo es la suma de los pesos de las moléculas que lo forman; y como se supone que todas ellas son iguales, si se supiera cuántas son y cuánto pesa cada uno de los átomos que las forman, se podría calcular el peso del cuerpo.

Según eso, la combinación de azufre (S) con hierro (Fe) es la unión íntima de átomos de S con átomos de Fe:

1 átomo de S con 1 átomo de Fe dan 1 molécula de FeS,  
2 átomos de S con 2 átomos de Fe dan 2 moléculas de FeS,  
3 átomos de S con 3 átomos de Fe dan 3 moléculas de FeS,

y así sucesivamente.

Por otra parte, experimentalmente, se encuentra que:

4 g de S	con	7 g de Fe	dan	11 g de FeS (sulfuro de hierro II)
8 " " S	"	14 " " Fe	"	22 " " FeS ( " " " " )
12 " " S	"	21 " " Fe	"	33 " " FeS ( " " " " )
32 " " S	"	56 " " Fe	"	88 " " FeS ( " " " " )

y así sucesivamente.

O expresado en forma general:

32 partes en peso de S + 56 partes en peso de Fe → 88 partes en peso de FeS.

Comparemos esta expresión con lo que supone la teoría atómica:

masa de un átomo de S + masa de un átomo de Fe = masa de una molécula de FeS.

Vemos que esta última expresión (de la teoría atómica) y la anterior (del experimento) son equivalentes si consideramos que un átomo de azufre pesa 32 partes y que un átomo de hierro pesa 56 partes, porque entonces podría ponerse en una sola expresión:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{masa de un átomo de S (32)} \\ + \text{masa de un átomo de Fe (56)} \end{array} \right\} = \left\{ \text{masa de una molécula de FeS (88)} \right\}$$

Entonces, aceptando esta relación de masas entre el átomo de azufre y el de hierro, veamos cómo podría preverse la ley de las proporciones constantes a partir de la teoría atómica de DALTON.

Un átomo de azufre pesa 32 partes y un átomo de hierro pesa 56 partes; un cierto número de trillones de átomos de azufre pesan 32 gramos y el mismo número de átomos de hierro pesan 56 gramos; entonces, si se combinan uno a uno los átomos de azufre con el mismo número de átomos de hierro, se obtendrá el mismo número de moléculas, de  $\text{FeS}$ , que pesarán  $32 + 56 = 88$  g, sin que sobren ni falten átomos de S ni de Fe.

Si se toma la octava parte de átomos de S y se combina con la octava parte de átomos de Fe, se obtendrá un número de moléculas de  $\text{FeS}$  de la octava parte y si se toma el doble de átomos se obtendrá el doble de moléculas, pero siempre las proporciones en peso de S y Fe serán las mismas (proporciones determinadas por los pesos relativos de los átomos respectivos); esa es la ley de las proporciones constantes.

NOTA.—Con la expresión "pesos relativos" queremos decir que los pesos de los átomos de S y Fe están en la relación de 32 a 56.

Además, si se trata de combinar mayor cantidad de hierro que la dada por esas proporciones, quedará una cantidad sobrante, porque los átomos de hierro que se ponen de más no tienen átomos de azufre con quienes combinarse. Cosa semejante ocurre si se pone azufre de más, o sea que no tendrán átomos de hierro con los cuales combinarse.

En breves palabras, las proporciones en masa (gramos) en que se combinan los elementos no son otra cosa que las proporciones de las masas relativas de los átomos que se combinan para dar las moléculas del compuesto de que se trate.

Otros ejemplos de la ley de DALTON son el caso del  $\text{HCl}$  y del  $\text{H}_2\text{O}$  que se detallan en el párrafo siguiente.

#### b) Masa molecular y masa atómica.

1º De acuerdo con lo anterior, ya que experimentalmente se encuentra que 35.5 g de Cl se combinan con 1 g de H para formar 36.5 g de  $\text{HCl}$ , entonces, si se supone que un átomo de hidrógeno se une con un átomo de cloro para formar una molécula de cloruro de hidrógeno, se deduce que un átomo de Cl pesa 35.5 veces más que un átomo de H.

#### VOCABULARIO

POSTULADO.—Supuesto que se establece para fundar una demostración o teoría.

PESO RELATIVO.—Peso de un objeto con respecto a otro. Por ejemplo si

un niño pesa 20 kg y un hombre pesa 80 kg el peso de éste es 4 veces mayor. Se dice que relativamente los pesos son 1 para el niño y 4 para el hombre; una persona de 40 kg sería de peso relativo 2.

En forma semejante, 8 g de oxígeno se combinan con 1 g de hidrógeno para formar 9 g de agua; entonces, si se supone que un átomo de hidrógeno se une con un átomo de oxígeno para formar una molécula de agua, se deduce que un átomo de oxígeno pesa 8 veces más que un átomo de hidrógeno. Sin embargo, esta suposición no es correcta porque al efectuarse la electrólisis del agua se ve que se forman 2 volúmenes de H por 1 volumen de O; así pues, más bien debe suponerse que son dos los átomos de hidrógeno los que se combinan con uno solo de oxígeno para formar una molécula  $\text{H}_2\text{O}$ ; entonces lo que se deduce es que un átomo de oxígeno pesa 8 veces más que dos átomos de hidrógeno, o sea que un átomo de O pesa 16 veces más que un solo átomo de H.

Por diversos procedimientos se ha podido confirmar que esta última suposición es la correcta.

2º En resumen:

1 átomo de Cl pesa 35.5 veces más que uno de H,  
1 átomo de O pesa 16 veces más que uno de H.

Se ha convenido en usar el nombre **masa atómica** para designar esos números:

masa atómica del Cl	35.5
" " " O	16.0
" " " H	1.0

En forma semejante se ha podido determinar la masa atómica (muy comúnmente se dice **peso atómico**) de todos los elementos químicos.

Al reunirse varios elementos para formar una molécula se llama **masa molecular** (comúnmente se dice **peso molecular**) la suma de las masas atómicas de los átomos que constituyen la molécula. Así por ejemplo:

la masa molecular del  $\text{HCl}$  es  $1 + 35.5 = 36.5$ ;  
la masa molecular del  $\text{H}_2\text{O}$  es  $2 \times 1 + 16 = 18$ ; etc.

Es muy importante observar que, aun cuando se usan las palabras **peso atómico** o **peso molecular**, los números 1, 16, 35.5, 18, etc., son puramente **pesos relativos**, no son números a los que corresponda alguna unidad de peso como gramo, miligramo, etc.

Como al átomo de hidrógeno corresponde el peso atómico 1 (aproximadamente), en realidad, los otros pesos atómicos indican cuántas veces más pesados que el átomo de hidrógeno son los demás átomos. En forma semejante, el peso molecular de un compuesto, indica cuántas veces más que el átomo de hidrógeno pesa la molécula de ese compuesto.

NOTA.—En rigor no se toma como unidad de masa atómica la del átomo de hidrógeno sino la doceava parte de la masa de cierto isótopo del carbono.



## c) Hipótesis de Avogadro.

## A.—Fundamento de la hipótesis.

Consideremos dos depósitos iguales, uno con hidrógeno  $H$  y el otro con cloro  $Cl$  en estado gaseoso a la misma presión y temperatura (Fig. 47). Si se comunican los dos depósitos, reaccionan los dos gases formándose por combinación un nuevo gas  $HCl$  llamado cloruro de hidrógeno que llena los dos depósitos, sin que sobre hidrógeno ni cloro. Además se observa experimentalmente que la presión que ejerce el nuevo gas en el recipiente de volumen doble del de cada uno de los dos depósitos que se tenían, es igual a la presión que tenía cada gas. Este hecho experimental admite una interpretación sencilla: 1º, si complementamos la hipótesis atómica con la hipótesis enunciada por AVOGADRO que supone que los tres gases: hidrógeno, cloro y cloruro de hidrógeno, tienen el mismo número de moléculas en el mismo volumen (y a la misma presión y temperatura), y 2º, si suponemos que la molécula de cloro está formada de dos átomos  $Cl$  y que la molécula de hidrógeno está formada de dos átomos  $H$  (véase la Fig. 47).

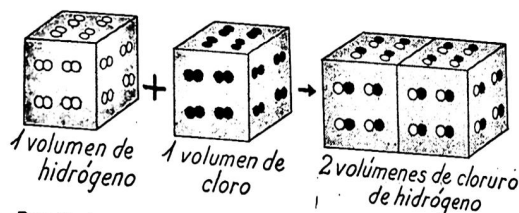


Fig. 47.—Para ilustrar la combinación de hidrógeno con cloro, que se resume en la ecuación química  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ .

En efecto, aceptadas esas hipótesis, veamos lo que ocurre al unirse las moléculas de  $H$  con las moléculas de  $Cl$  para formarse las moléculas de  $HCl$ : como cada molécula de hidrógeno se divide en dos átomos y cada uno de ellos se reúne con cada uno de los dos átomos de la molécula de cloro, se formará un número de moléculas de  $HCl$  doble del número de moléculas que tenía cada uno de los gases que se combinaron (dando en el volumen doble una presión igual a la de los gases que reaccionaron,

## VOCABULARIO

**PRESION DE UN GAS.**—Fuerza que ejerce un gas sobre cada centímetro cuadrado de la superficie del depósito que lo contiene. La presión se debe a los choques que producen sobre las paredes las moléculas que forman el gas.

según pone de manifiesto el experimento). Y si no se toma el volumen doble, sino la unidad, el número de moléculas de  $HCl$  será igual al número de moléculas de cada uno de los dos gases antes de combinarse, y en esto es en lo que consiste la hipótesis de AVOGADRO.

Las consideraciones anteriores se resumen en la

**Hipótesis de Avogadro:** a igualdad de volumen, presión y temperatura, todos los gases tienen el mismo número de moléculas.

## B.—Ejemplo.

Ilustrémoslo con un ejemplo numérico: supongamos que en un recipiente hay un millón de moléculas de  $H_2$  ( $H_2$  quiere decir que cada molécula de hidrógeno tiene 2 átomos como se representa convencionalmente en la Fig. 47) y en otro igual hay un millón de moléculas de  $Cl_2$ ; las presiones que producen a la misma temperatura son iguales, y cualquier otro gas que ocupando el mismo volumen a la misma temperatura ejerza la misma presión, tendrá también un millón de moléculas; así por ejemplo, al combinarse el cloro y el hidrógeno, el gas  $HCl$  a igualdad de volumen, presión y temperatura tendrá un millón de moléculas  $HCl$ .

## C.—Relación de las masas moleculares.

Según lo anterior, puesto que el átomo de  $H$  tiene masa 1 y el átomo de  $Cl$  tiene masa 35.5, la masa de la molécula  $H_2$  es  $2 \times 1 = 2$  y la masa de la molécula  $Cl_2$  es  $2 \times 35.5 = 71$ .

Entonces resultará que las masas de los dos volúmenes que están en iguales condiciones físicas serán (con relación a la masa del átomo de hidrógeno):  $2 \times 1\,000\,000$  y  $71 \times 1\,000\,000$  respectivamente, o sea que las dos masas estarán en la relación de 2 a 71. En breves palabras, *las masas totales de los dos gases estarán en la misma proporción que las masas de las moléculas respectivas*. De lo anterior se deduce que para obtener la masa de la molécula de un gas (en comparación con la masa de la molécula de hidrógeno) basta tomar dos volúmenes iguales: uno del gas de que se trate y otro de hidrógeno. Si se pesan esos dos gases (a igual presión y temperatura), la relación de pesos dará la relación de pesos de las moléculas, pues ambos gases tienen el mismo número de moléculas.

## VOCABULARIO

**RELACION.**—Se llama relación entre dos números el cociente que resulta de dividir uno entre el otro o la proporción que guarda uno con respecto al otro. Así por ejemplo, los números 20 y 50 están en la relación de 2 a 5.

## d) Masa molecular y volumen molecular gramo.

1° Se llama *masa molecular* (o peso molecular) de una sustancia a la suma de las masas atómicas de los dos átomos que forman su molécula. Así por ejemplo:

la masa molecular del hidrógeno ( $H_2$ ) es  $1 + 1 = 2$ ;  
 la masa molecular del cloro ( $Cl_2$ ) es  $35.5 + 35.5 = 71$ ;  
 la masa molecular del oxígeno ( $O_2$ ) es  $16 + 16 = 32$ ;  
 la masa molecular del agua ( $H_2O$ ) es  $2 \times 1 + 16 = 18$ ;  
 la masa molecular del  $HCl$  es  $1 + 35.5 = 36.5$ ; etc.

En cada caso hay que consultar en la Tabla del principio del libro las masas atómicas de los elementos que intervienen.

NOTA.—Aun cuando debieran usarse los nombres correctos, masa atómica y masa molecular, se acostumbra llamarles peso atómico y peso molecular, pero ello no implica un error de concepto, sino una costumbre muy arraigada.

2° Se llama *masa molecular gramo* a un número de granos de un compuesto igual a su masa molecular.

Ejemplo:

masa molecular gramo del  $FeS = 56 + 32 = 88$  g de  $FeS$ .

La masa molecular gramo se llama también *molécula gramo* o *mol*; así por ejemplo  $2 + 16 = 18$  g de  $H_2O$  es una mol de agua.

Igualmente, para los elementos gaseosos diatómicos (o sea que su molécula está formada por dos átomos):

$2 \times 1 = 2$  g es una mol de  $H_2$ ,  
 $2 \times 16 = 32$  g es una mol de  $O_2$ ,  
 $2 \times 14 = 28$  g es una mol de  $N_2$ .

3° Conociendo la densidad del hidrógeno,  $\left[ \frac{0.08987 \text{ g}}{\text{litro}} \right]$  o sea la masa contenida en un litro, se puede calcular el número de litros que corresponden a una mol dividiendo la masa de la mol (2.016 g exactamente) entre la masa de un litro:

$$\text{volumen de la mol} = \frac{2.016 \text{ g}}{0.08987 \frac{\text{g}}{\text{litro}}} = 22.41 \text{ litros} = \text{volumen molecular gramo de hidrógeno}$$

## VOCABULARIO

MOL.—Se llama mol de una sustancia a un número de gramos igual a la masa molecular de ella. Es la masa de  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas del elemento. MASA MOLECULAR GRAMO.— Es lo mismo que mol.

De la misma manera se pueden calcular los volúmenes respectivos para los demás gases, como se ve en la siguiente tabla:

Fórmula molecular	Mol o sea molécula gramo o masa molecular gramo	Densidad o sea masa específica	Volumen de la molécula-mol gramo = $\frac{\text{mol}}{\text{densidad}}$
$H_2$	2.016 g	0.08987 $\frac{\text{g}}{\text{litro}}$	22.41 litros
$O_2$	32.000 g	1.4290 "	22.39 "
$N_2$	28.016 g	1.2507 "	22.40 "
$HCl$	36.458 g	1.6280 "	22.45 "
$CO_2$	44.000 g	1.9770 "	22.26 "
$H_2O$	18.016 g	0.9584 (a 100°C)	22.23 "

en general

$$\frac{\text{molécula gramo de un gas}}{\text{densidad}} = 22.41 \text{ litros} = \text{volumen molecular gramo del gas}$$

Se llama volumen molecular gramo o volumen de la molécula gramo o simplemente volumen molecular de una sustancia el volumen que ocupa una mol de sustancia en estado gaseoso, en las condiciones normales de presión y temperatura.

El volumen molecular gramo de cualquier gas tiene un valor medio de 22.41 litros.

## VOCABULARIO

FORMULA.—No debe confundirse la palabra fórmula usada en química con la misma palabra usada en matemáticas. En química, fórmula quiere decir un conjunto de símbolos que indican los elementos químicos que forman un compuesto. Los números que van como índice en los símbolos indican cuántos átomos del elemento respectivo hay en el compuesto de que se trata; cuando no lleva índice, quiere decir que hay un solo átomo.

VOLUMEN MOLECULAR GRAMO.—Volumen que ocupa una mol de una sustancia, en estado gaseoso, en las condiciones normales.

CONDICIONES NORMALES DE UN GAS.—Se dice que un gas está en las condiciones normales cuando su temperatura es 0°C y su presión es 760 milímetros de mercurio. A veces se usa la expresión incorrecta "condiciones estándar".

# TABLA DE CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS DE

J. I. Bolívar, B. Bucay, J. Keller, Ingenieros químicos mexicanos, Universidad Nacional Autónoma de México, y G. M. Madrazo, Químico de la misma Universidad.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----

Brindamos a los profesores y estudiantes mexicanos la clasificación periódica de los elementos, no ordenada en forma más o menos caprichosa o lógica, sino DEDUCIDA CIENTIFICAMENTE de las energías de los electrones que envuelven los núcleos atómicos. Recomendamos su divulgación por todos los medios posibles.

## e) Fórmulas químicas y determinación porcentual de compuestos.

Se llama fórmula química de un compuesto un grupo de símbolos que indica qué elementos lo forman y cuántos átomos de cada uno hay en su molécula. El número de átomos se marca con un índice; cuando hay un solo átomo no se pone el subíndice uno. Así  $H_2O$  es la fórmula del agua; indica que cada molécula está formada por dos átomos de hidrógeno ligados con uno de oxígeno:



$H_2O$  significa, además, que el peso molecular del compuesto es

$$2 \times 1 + 1 \times 16 = 18, \text{ o sea:}$$

2 partes en peso de  $H$  + 16 partes en peso de  $O$ , que dan un peso total de 18 partes.

Conociendo, pues, la fórmula de un compuesto se sabe cuánto vale su mol: en el caso del agua es de 18 gramos.

Además se puede calcular en qué proporción están los elementos que constituyen ese compuesto; así, por ejemplo, de cada 18 g de agua;  $\frac{2}{18}$  son de hidrógeno y  $\frac{16}{18}$  son de oxígeno; con esos datos se calcula la composición porcentual:

$$\frac{2}{18} \times 100 = 11.11\% \text{ de hidrógeno y}$$

$$\frac{16}{18} \times 100 = 88.89\% \text{ de oxígeno.}$$

Otro ejemplo:

Conociendo los elementos que forman un compuesto y el número de átomos de cada uno de ellos, se puede calcular qué fracción del peso constituye cada uno de ellos. Así por ejemplo, calculemos la composición porcentual de un compuesto cuya fórmula es  $K_2Cr_2O_7$ .

Para mayor sencillez de las operaciones numéricas y de la escritura, usaremos masas atómicas aproximadas y sólo dos cifras decimales.

## VOCABULARIO

ATOMO GRAMO.—Átomo gramo de un elemento químico es un número de gramos igual a la masa atómica del elemento. Un átomo gramo contiene  $6.022 \times 10^{23}$  átomos del elemento. Así, p. ej., un átomo gramo del cloro contiene  $6.022 \times 10^{23}$  átomos de Cl.

La masa molecular es: del potasio	$2 \times 39 = 78$
del cromo	$2 \times 52 = 104$
del oxígeno	$7 \times 16 = 112$
masa molecular	294

Entonces las fracciones que hay de los tres elementos son:

$$\begin{aligned} \text{de potasio } \frac{78}{294} &= 0.27 \\ \text{de cromo } \frac{104}{294} &= 0.35 \\ \text{de oxígeno } \frac{112}{294} &= 0.38 \\ \text{Suma} &1.00 \end{aligned}$$

Para tener la composición porcentual bastará multiplicar por 100 cada una de esas fracciones:

$$\begin{aligned} \text{de K } 0.27 \times 100 &= 27\% \\ \text{de Cr } 0.35 \times 100 &= 35\% \\ \text{de O } 0.38 \times 100 &= 38\% \\ \text{Suma:} &100\% \end{aligned}$$

#### Otra aplicación:

Recordando que una mol o molécula gramo de un gas ocupa un volumen de 22.4 litros a 0°C y 76 cm de mercurio de presión, dada la fórmula de un gas, como se sabe el volumen que ocupa la mol, se puede calcular fácilmente el volumen que ocupa un peso cualquiera del gas.

Así por ejemplo 2 g de hidrógeno (la molécula tiene de fórmula  $H_2$ ) ocupan un volumen de 22.4 litros en las condiciones normales; entonces 1 g de hidrógeno ocupará un volumen de  $\frac{22.4}{2} = 11.2$  litros, y para calcular el volumen que ocupa un peso cualquiera de este gas bastará multiplicar el peso por 11.2.

#### VOCABULARIO

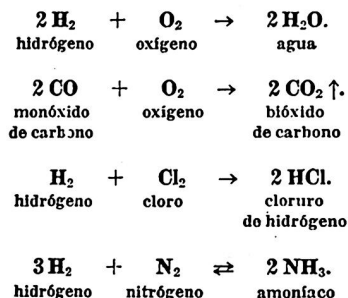
**COMPOSICION PORCENTUAL. COMPOSICION CENTESIMAL.**—Cantidades que forman un compuesto expresadas en porciento con respecto al peso del compuesto. Así por ejemplo, 100 g de agua están formados por 11.11 g de hidrógeno y 88.89 g de oxígeno. Se dice que la composición porcentual del agua (cualquiera que sea su cantidad) es de 11.11% de H y 88.89% de O.

A veces en vez de dar la composición en tantos por ciento se da en fracciones de la unidad, y entonces se llama *composición centesimal*.

#### f) Ley de Gay-Lussac de las combinaciones volumétricas de los gases.

Varias de las reacciones que hemos estudiado se efectúan entre gases y el producto que se obtiene es un gas.

Tales son las siguientes:



Pues bien, al medir los volúmenes de los gases que intervenían en ese tipo de reacciones, observó GAY-LUSSAC relaciones como las siguientes:

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno  $\rightarrow$  2 volúmenes de agua.

2 volúmenes de CO + 1 volumen de  $O_2 \rightarrow$  2 volúmenes de  $CO_2$ .

1 volumen de  $H_2$  + 1 volumen de  $Cl_2 \rightarrow$  2 volúmenes de HCl.

3 volúmenes de  $H_2$  + 1 volumen de  $N_2 \rightleftharpoons$  2 volúmenes de  $NH_3$ .

De esas observaciones dedujo GAY-LUSSAC la siguiente ley:

Los volúmenes de los gases que intervienen en las reacciones o que se obtienen como consecuencia de ellas guardan entre sí relaciones de números enteros pequeños: 1 a 1, 1 a 2, 1 a 3, 2 a 3, etc.

Esos números no son otra cosa que los coeficientes de las fórmulas de las sustancias que intervienen en la ecuación química correspondiente a la reacción, una vez balanceada.

Así por ejemplo, si la ecuación de la síntesis del amoníaco es:



se deduce que si se combinan 3 volúmenes de hidrógeno con uno de nitrógeno se obtendrán dos de amoníaco, o sea que los volúmenes respectivos están en las relaciones de 3 a 1 a 2.

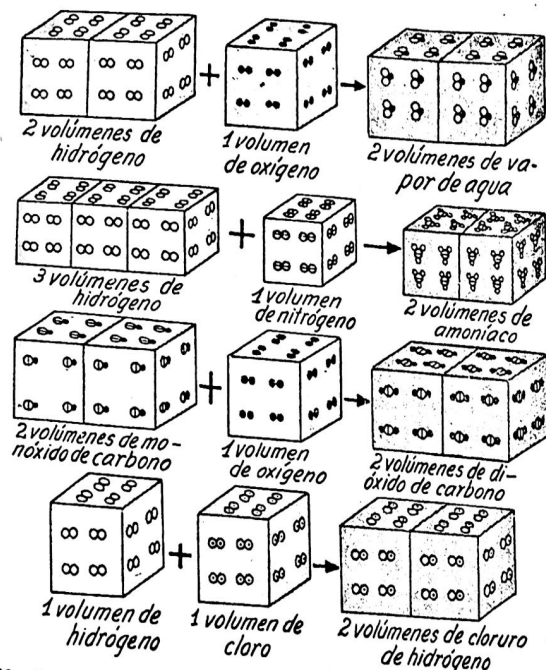


Fig. 48.—Para ilustrar la ley de Gay-Lussac de las combinaciones volumétricas de los gases.

En la Fig. 48 se han representado en forma esquemática los volúmenes que intervienen en diferentes reacciones, los átomos y moléculas de los distintos gases que reaccionan y la forma como quedan unidos esos átomos para formar las moléculas de los gases resultantes.

Las moléculas de los elementos en estado gaseoso pueden contener de uno a ocho átomos. Son monoatómicos: Na, K, Zn, Cd, Hg, He, Ar; diatómicos:  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ,  $F_2$ ,  $As_2$ ; triatómicos:  $O_3$ ; tetraatómicos:  $P_4$ ,  $As_4$ ; octaatómicos:  $S_8$ .

### CUESTIONARIO

#### 1. PRUEBA DE OPCIÓN ÚNICA:

A.—Los gases se combinan en proporciones que guardan entre sí relaciones de números enteros pequeños cuando las cantidades de gas se miden: (a) en gramos; (b) en volumen; (c) en 22.4 litros; (d) en densidad.

B.—La ley a que se refiere la cuestión anterior se llama: (a) Hipótesis de Avogadro; (b) Ley de Boyle-Mariotte; (c) Ley de Gay-Lussac; (d) Ley de las proporciones múltiples; (e) Ley de las proporciones constantes.

C.—Cuando se hace explotar una mezcla de 30 cm<sup>3</sup> de hidrógeno y 20 cm<sup>3</sup> de oxígeno: (a) Quedan sin combinar 10 cm<sup>3</sup> de hidrógeno; (b) quedan sin combinar 5 cm<sup>3</sup> de oxígeno; (c) no queda ninguno de los dos gases libre; (d) se forma una mezcla de agua e hidrógeno.

D.—Como consecuencia de la hipótesis de Avogadro, los pesos moleculares del cloro y del oxígeno son proporcionales a: (1º) sus solubilidades; (2º) sus densidades; (3º) sus valencias; (4º) la velocidad de sus moléculas.

E.—Una mol de gas en las condiciones normales de presión y temperatura tiene un volumen: (a) de 100°C; (b) de 76 cm de mercurio; (c) de 22.4 litros; (d) de 1 000 litros; (e) de la máxima densidad.

- Se tienen 200 cm<sup>3</sup> de gas hidrógeno y se combinan con 150 cm<sup>3</sup> de gas oxígeno, ¿qué volumen de vapor de agua se forma y qué cantidad de oxígeno queda sin combinarse?
- Se hacen reaccionar 30 cm<sup>3</sup> de gas cloro con 40 cm<sup>3</sup> de gas hidrógeno, ¿qué cantidad en volumen se obtiene de cloruro de hidrógeno? ¿De qué gas quedan sin reaccionar 10 cm<sup>3</sup>?
- Se tienen 45 cm<sup>3</sup> de gas hidrógeno y se combinan con 20 cm<sup>3</sup> de gas nitrógeno. ¿Qué cantidad de amoníaco se obtiene (en volumen)? ¿Queda sin reaccionar algo de nitrógeno? Si queda algo, diga, ¿qué volumen?
- Una mezcla de 100 cm<sup>3</sup> de hidrógeno y 30 cm<sup>3</sup> de gas cloro se hacen reaccionar; de la mezcla resultante se elimina todo el cloruro de hidrógeno y lo que queda se hace reaccionar con 20 cm<sup>3</sup> de nitrógeno:

- a) ¿Qué cantidad de hidrógeno permanece sin reaccionar?  
 b) ¿Qué cantidad de gas cloruro de hidrógeno se formó?  
 c) ¿Qué cantidad de amoníaco se formó (en volumen)?
6. Una mezcla de 30 cm<sup>3</sup> de monóxido de carbono y 40 cm<sup>3</sup> de oxígeno se hacen reaccionar.  
 a) ¿Qué cantidad de dióxido de carbono se formó?  
 b) ¿Qué cantidad de oxígeno (en volumen) no reaccionó?

### g) El potencial de hidrógeno o pH.

#### 1º—Ionización del agua.

En forma simplificada la molécula de agua se puede considerar como la unión de un ion  $H^+$  con otro ion  $OH^-$ . [No hay que olvidar que en rigor el ion  $H^+$  se hidrata o sea se une con una molécula de agua, dando el ion  $(H_3O)^+$ , pero como los resultados son equivalentes, en esta sección en vez de decir ion oxonio  $(H_3O)^+$ , diremos ion hidrógeno  $H^+$ ].

Ahora bien, al poner en agua destilada dos electrodos conectados con una batería, no pasa corriente o sea que el agua, no está disociada en una cantidad que pueda apreciarse por experimentos sencillos. Sin embargo, en rigor haciendo mediciones sumamente precisas se ha encontrado que el agua si está ligeramente ionizada: que en cada diez millones de litros de agua hay un gramo de iones hidrógeno y el correspondiente número de iones hidroxilo, ya que se forman por parejas al ionizarse el agua.

En otras palabras, la concentración de iones  $H^+$  es

$$[H^+] = \frac{1}{10\,000\,000} \text{ o sea } \frac{1}{10^7} \frac{\text{gramos ion}}{\text{litro}}$$

No obstante, el agua es un líquido neutro, o sea que no presenta reacción ácida ni reacción básica porque tiene el mismo número de iones  $H^+$  que de iones  $OH^-$ .

### VOCABULARIO

**HIDRATACION.** — Reacción con el agua en la que ésta no se descompone, sino se agrega a una molécula o ion.

**NEUTRO.** — 1º—Que no tiene carga eléctrica.

2º—Que no presenta reacción ácida ni reacción básica.

**CONCENTRACION DE IONES.**—Número de gramos de ion que hay en un litro de agua. Se representa encerrando el símbolo o fórmula del ion en un paréntesis rectangular. Así por ejemplo, la concentración de iones  $H^+$  se representa así:  $[H^+]$ .

#### 2º—Soluciones ácidas y soluciones básicas.

Pero si la concentración de iones  $H^+$  aumenta de  $\frac{1}{10^7}$  a  $\frac{1}{10^6}$  por ejemplo, entonces si presenta una débil reacción ácida; en cambio, si, debido a un aumento en iones  $OH^-$ , disminuye la concentración de iones  $H^+$ , por ejemplo de  $\frac{1}{10^7}$  a  $\frac{1}{10^8}$  la solución presenta una ligera reacción básica (alcalina).

Así pues, la concentración de iones  $H^+$  determina si una solución es neutra, ácida o alcalina:

es neutra si la concentración es  $\frac{1}{10^7}$  (obsérvese el número 7);

son ácidas concentraciones  $\frac{1}{10^6}$ ,  $\frac{1}{10^5}$ ,  $\frac{1}{10^4}$ , etc. (obsérvese los números 6, 5, 4, etc.).

Esas soluciones se pueden obtener a partir de una solución que contenga 1 g de iones de  $H^+$  por cada litro: si se diluye la solución 10 veces (o sea si se aumenta diez veces el volumen de agua), su concentración es de  $\frac{1}{10}$  g de  $H^+$  por litro; si se diluye 100 veces ( $10^2$ ) su concentración es de  $\frac{1}{100}$  o sea  $\frac{1}{10^2}$  g de  $H^+$  por litro, y así sucesivamente:

Número de veces que se diluye la solución que contiene 1 g de $H^+$ por cada litro de agua (o sea número de veces que se aumenta el volumen de agua).	0	10	$10^2$	$10^3$	$10^4$	$10^5$	$10^6$	$10^7$
	veces	veces	veces	veces	veces	veces	veces	veces
Concentración en g de $H^+$ por litro.	1	$\frac{1}{10}$	$\frac{1}{10^2}$	$\frac{1}{10^3}$	$\frac{1}{10^4}$	$\frac{1}{10^5}$	$\frac{1}{10^6}$	$\frac{1}{10^7}$

Nótese que  $\frac{1}{10^7}$  g de  $H^+$  por cada litro es la concentración de iones  $H^+$  en el agua destilada, concentración a la cual hemos llegado al ir diluyendo la solución normal. Por consiguiente, no puede pensarse en seguir diluyendo ácido y obtener concentraciones de  $\frac{1}{10^8}$ ,  $\frac{1}{10^9}$ , etc.

En cambio una solución es básica si al ir agregándole iones  $OH^-$  su concentración de iones  $H^+$  va reduciéndose a  $\frac{1}{10^8}$ ,  $\frac{1}{10^9}$ ,  $\frac{1}{10^{10}}$ ,  $\frac{1}{10^{11}}$ ,  $\frac{1}{10^{12}}$ ,  $\frac{1}{10^{13}}$ ,  $\frac{1}{10^{14}}$  (obsérvese los números 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14).





## PRACTICA DE LABORATORIO.—ESTUDIO DEL pH.

OBJETO.—Estudio experimental del pH.

MATERIALES Y SUSTANCIAS.—Agua destilada, probeta graduada de 100 ml, vasos de precipitado, ácido sulfúrico diluido, hidróxido de sodio diluido, indicador universal.

ESCALA DE pH es el número que determina la concentración de iones hidrógeno (de oxonio) en una solución, siendo este número el logaritmo decimal del recíproco de la concentración de iones de hidrógeno (de oxonio).

Esto es:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]}$$

La escala de pH va de 0 a 14. Siendo el pH de las soluciones ácidas 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6 y el pH de las soluciones alcalinas o básicas, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14. Una solución es neutra si su pH vale 7.

La solución más ácida tendrá un pH de cero (cuando la solución es 1 Normal). La menos ácida tendrá un pH de un valor algo más pequeño que 7. La solución más básica tendrá un pH de 14 cuando se trata de una solución 1 Normal.

Los valores de pH (escala de pH) se pueden conocer mediante indicadores. Un indicador muy usado para conocer el valor aproximado de soluciones de sales, es el indicador universal.

El conocimiento del pH es muy importante, sobre todo del líquido del suero sanguíneo ya que una variación de décimas en el pH ocasiona trastornos más o menos graves. Estos conocimientos son indispensables a los investigadores bioquímicos, ya que ellos deben regular el pH de una manera muy precisa para sus investigaciones.

## VOCABULARIO

INDICADOR. — Sustancia colorante que al disolverse en un líquido permite determinar su grado de acidez o alcalinidad mediante cambios en su coloración.

FENOLFTALEINA. — Cierta materia colorante que sirve como indicador.

INDICADOR UNIVERSAL.—Indicador que sufre diversos cambios de color para distintos valores del pH.

## ● EXPERIMENTOS

1.—En un vaso de precipitados colocar 10 ml de ácido sulfúrico diluido y 40 ml de agua, agitar suavemente, introducir en la solución un pedazo de papel indicador y comparar el color que tomó con el patrón de colores que trae el papel indicador y observar a qué pH aproximado corresponde el color del papel, éste será el valor del pH de la solución ácida.

2.—En un vaso de precipitados colocar 10 ml de hidróxido de sodio diluido y 40 ml de agua, y proceder del mismo modo que en el experimento anterior, observando el pH de la solución diluida de hidróxido de sodio.

## CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS Y LEY DE LAVOISIER.

## a) Cálculos estequiométricos.

## A.—Obtención de una fórmula.

Frecuentemente se presentan en Química problemas consistentes en determinar en el laboratorio el por ciento que un compuesto tiene de cada uno de los elementos que lo constituyen y se trata de averiguar cómo está constituida su molécula, esto es, cuántos átomos de cada elemento la forman.

Ejemplo 1.—Cuando no se conoce la masa molecular.

Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual (en peso):

sodio	Na	32.4%	(masa atómica 23),
azufre	S	22.5%	(masa atómica 32),
oxígeno	O	45.1%	(masa atómica 16).

Se trata de saber cuántos átomos de sodio están unidos con cuántos de azufre y cuántos de oxígeno para formar la molécula del compuesto que tenga esas proporciones de elementos.

## VOCABULARIO

ESTEQUIOMETRICO.—Estequiometría es la parte de la química que estudia los pesos de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

**Solución.** La fórmula de ese compuesto la podemos expresar así: 32.4 partes de Na + 22.5 partes de S + 45.1 partes de O (= 100 partes de compuesto).

Si consideramos que esas partes están expresadas en unidades de masa atómica, para obtener el número de átomos de cada elemento bastaría conocer la masa atómica de cada elemento. Así por ejemplo:

Como la masa atómica de Na es 23, resulta que en 32.4 partes de Na hay  $\frac{32.4}{23} = 1.41$  átomos de Na; análogamente, como la masa atómica del azufre es 32, en 22.5 partes de S hay  $\frac{22.5}{32} = 0.70$  átomos de S; y finalmente, en 45.1 partes de O hay  $\frac{45.1}{16} = 2.82$  átomos de O.

Según esto, la fórmula del compuesto podría representarse así:

1.41 átomos de Na + 0.70 átomos de S + 2.82 átomos de O.

Pero como no se puede hablar de fracciones de átomo (ya que por definición el átomo es indivisible), sino de átomos enteros, quiere decir que no fue exacta la suposición de que las partes estuvieran expresadas en unidades de masa atómica. Entonces, para obtener la fórmula expresada con números enteros de átomos lo que haremos será dividir todos los números de la expresión anterior entre el número adecuado para tener un átomo del elemento que aparece en fracción menor que uno, o sea el azufre. Hay que dividir 0.70 entre 0.70 para tener 1.

Entonces la fórmula del compuesto quedará así:

$\frac{1.41}{0.70}$  átomos de Na +  $\frac{0.70}{0.70}$  átomos de S +  $\frac{2.82}{0.70}$  átomos de O,

lo cual da:

2.01 átomos de Na + 1 átomo de S + 4.03 átomos de O.

Las fracciones decimales 0.01 y 0.03 que se han obtenido deben atribuirse a imprecisión en las medidas y se pueden omitir; por tanto el compuesto analizado tiene su molécula formada así:

2 átomos de Na + 1 átomo de S + 4 átomos de O,

que según las convenciones que hemos adoptado da la fórmula



así pues, ese compuesto es el sulfato de sodio.

**NOTA:** En este caso se ha obtenido la fórmula mínima, ya que como no se conoce la masa molecular del compuesto, podría ser que los números de átomos obtenidos no correspondieran a la fórmula sino que la fórmula verdadera fuera un múltiplo de la fórmula obtenida.

**Ejemplo 2.**—Cuando se conoce la masa molecular del compuesto.

Por medio del análisis químico de una sustancia desconocida, podemos llegar a conocer: 1.—Su composición cualitativa; o sea, de qué elementos está compuesta. 2.—Su composición cuantitativa; o sea, la proporción en que está cada uno de los elementos de que está compuesta. 3.—Su masa molecular.

Con estos tres datos podemos deducir su fórmula mediante los siguientes pasos:

I) En primer lugar, se multiplica el tanto por uno (%/100), de cada elemento por la masa molecular, con lo cual se obtiene la masa que hay de cada elemento en la fórmula molecular.

II) Las masas obtenidas en el paso anterior se dividen por la correspondiente masa atómica de cada elemento, con lo cual se obtienen los números de átomos de cada uno que hay en la fórmula molecular (o números proporcionales a los números de átomos).

III) Finalmente, con el número de átomos de cada elemento, se escribe la fórmula molecular, teniendo cuidado de escribir primero los cationes y después los aniones. (Sin embargo, hay que hacer notar que en la nomenclatura moderna se escribe primero el anión y después el catión.)

**Ejemplo:**

Sabiendo que el análisis de un compuesto desconocido es: Mn, 34.8%; K, 24.7%; y O, 40.5%; y que su masa molecular es 158, se trata ahora de encontrar su fórmula molecular.

**Solución.**—Efectuando el primer paso (I), multiplicamos el tanto por uno de cada elemento por la masa molecular del compuesto:

$$\text{Mn } 0.348 \times 158 = 55.0$$

$$\text{K } 0.247 \times 158 = 39.0$$

$$\text{O } 0.405 \times 158 = 64.0$$

Ahora, siguiendo al segundo paso (II), dividimos la masa de cada elemento por su respectiva masa atómica:

$$\begin{array}{l} \text{Mn } 55.0/55.0 = 1 \text{ átomo} \\ \text{K } 39.0/39.0 = 1 \text{ átomo} \\ \text{O } 64.0/16.0 = 4 \text{ átomos} \end{array}$$

Por lo tanto, la fórmula molecular del compuesto será, de acuerdo con (III):



que es el permanganato de potasio.

B.—Caso de los gases.

La fórmula para calcular el volumen de la molécula gramo es:

$$\text{Volumen molecular} = \frac{\text{mol (gramos)}}{\text{densidad (gramos/litro)}} \quad (\text{en litros})$$

Ahora bien, el volumen molecular es conocido, puesto que es igual para todos los gases, y vale 22.41 litros; además la densidad se determina experimentalmente en el laboratorio. Por consiguiente se puede averiguar así cuál es la mol de un gas cuya densidad se mida, con la siguiente fórmula deducida de la anterior:

$$\text{mol} = \text{volumen molecular} \times \text{densidad.}$$

o sea

$$\text{masa molecular} = 22.41 \times \text{densidad.}$$

Conociendo la masa molecular se puede deducir la fórmula de un compuesto, según ilustraremos con un caso sencillo:

**Problema.** Hay un gas cuyas moléculas contienen nitrógeno e hidrógeno, y su densidad es  $0.7710 \frac{\text{g}}{\text{litro}}$ . ¿Cuántos átomos de cada elemento forman su molécula?

**Solución:**

$$\text{Masa molecular} = 22.41 \times 0.7710 = 17.3, \text{ o en números redondos } 17.$$

Ahora bien, como la masa atómica del nitrógeno es 14, tendremos:

$$\text{masa molecular} = \text{suma de las masas atómicas de los constituyentes;}$$

entonces

$$17 = 14 \text{ de N} + x \text{ de H;}$$

fácilmente se ve, en este caso, que  $x$  vale 3, o sea que son tres átomos de H los que dan el resto de la masa molecular, de modo que la fórmula del compuesto de que se trata es  $\text{NH}_3$  (amoníaco).

Aquí hemos escogido un caso simple, pero no siempre es tan sencillo obtener la fórmula de un compuesto.

#### b) Ley o principio de Lavoisier o de la conservación de la materia.

Se ha hablado de diversas reacciones o combinaciones entre los cuerpos, pero sin detallar nada respecto a las cantidades de unos y otros que intervienen en los diversos fenómenos químicos.

**EXPERIMENTO 20.**—Se llena un matraz hasta la mitad (Fig. 49) de una solución de cloruro de bario y se pone flotando en ella un tubito de ensayo con solución de sulfato de sodio; para que no flote se le ponen unas piedrecitas en el fondo y se le sostiene con un hilo. Se tapa el matraz cuidadosamente y se coloca en el platillo de una balanza, equilibrándolo con una tara en el otro platillo. Después se inclina el matraz para que las dos soluciones se mezclen por completo, formándose un precipitado de sulfato de bario:

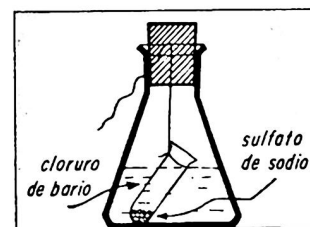
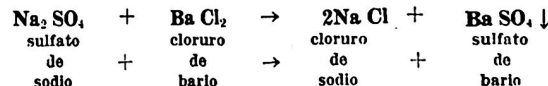


Fig. 49.—Al efectuarse un fenómeno químico se conserva la cantidad de materia o sea no cambia el peso total.



Si se pone otra vez el matraz en la balanza se restablece el equilibrio, lo que significa que a pesar de la transformación que ocurrió dentro del matraz, el peso total no cambió.

Todavía a mediados del siglo XVIII se creía que durante los procesos químicos cambiaba la cantidad de materia. Por ejemplo, al encenderse un pedazo de madera se va consumiendo y no queda sino una pequeña canti-

dad de cenizas; aparentemente se ha perdido materia durante la combustión, pero no es así, sino que lo que parece faltar se ha desprendido en forma de gases.

En 1785 el químico francés LAVOISIER se dio cuenta de lo importante que es la ley de la conservación de la materia que se enuncia así:

Durante los procesos químicos la cantidad total de materia que interviene queda constante, o sea que no aumenta ni disminuye.

O en otras palabras,

la suma de los pesos de las sustancias que se combinan es igual a la suma de los pesos de las sustancias que resultan de la reacción.

Esta es una ley natural de importancia extraordinaria que nos permite considerar las transformaciones químicas como ecuaciones:

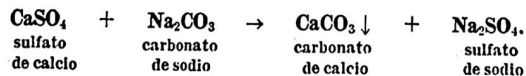
$$\left\{ \begin{array}{l} \text{peso de sul-} \\ \text{fato de sodio} \end{array} \right\} + \left\{ \begin{array}{l} \text{peso de clo-} \\ \text{ruro de bario} \end{array} \right\} = \left\{ \begin{array}{l} \text{peso de clo-} \\ \text{ruro de sodio} \end{array} \right\} + \left\{ \begin{array}{l} \text{peso de sul-} \\ \text{fato de bario} \end{array} \right\}$$

Otro enunciado de la ley de la conservación de la materia es:

Nada se crea, nada se destruye, sólo se transforma.

### c) Balanceo o ajuste de ecuaciones.

Veamos otra manera de interpretar la ecuación en la forma en que es usual escribirla:

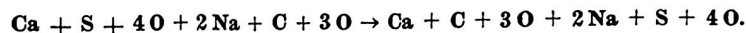
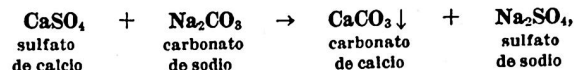


Podemos expresarla así:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{una molécula de CaSO}_4 \\ \text{más una molécula de Na}_2\text{CO}_3 \end{array} \right\} = \left\{ \begin{array}{l} \text{una molécula de CaCO}_3 \\ \text{más una molécula de Na}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\}$$

Ahora bien, como cada molécula está formada por átomos, podemos expresar la ecuación anterior no como la suma de las moléculas, sino como la suma de los átomos, en la siguiente forma:

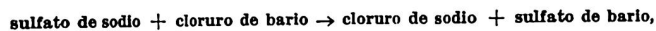
### c) Balanceo de ecuaciones



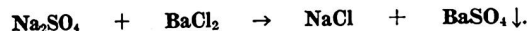
Se ve que se cumple el principio de la conservación de la materia o sea que en el segundo miembro de la ecuación hay los mismos átomos que en el primero, y en igual cantidad: uno de Ca, uno de S, siete de O, dos de Na y uno de C.

En otras palabras, una ecuación química, para ser realmente ecuación, debe expresar la igualdad entre la suma de los pesos de las sustancias que reaccionan y la suma de los pesos de las sustancias que se obtienen. O lo que es equivalente, puesto que el símbolo de cada átomo representa el peso respectivo, antes de dar por correcta una ecuación química, debe *balancearse*, o sea debe verificarse que de cada átomo que interviene haya el mismo número en el primer miembro que en el segundo miembro de la ecuación.

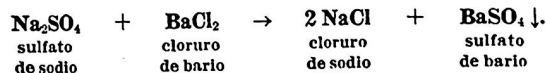
Consideremos, por ejemplo, la reacción del experimento 20 (pág. 185):



la cual expresada con las fórmulas de las moléculas es:



Esa ecuación está incorrecta en cuanto a las cantidades de sustancias porque en el primer miembro hay dos átomos de sodio, y en el segundo sólo uno, igualmente, en el primer miembro hay dos átomos de cloro, mientras que en el segundo sólo hay uno. Así pues, para que la expresión anterior sea una verdadera ecuación que cumpla con la ley de la conservación de la materia, habrá que poner en el segundo miembro dos moléculas de NaCl, quedando finalmente la ecuación química como sigue:



### VOCABULARIO

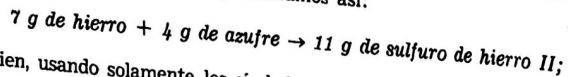
**BALANCEO DE ECUACIONES.**—Se dice que una ecuación química está balanceada cuando el número de átomos que hay en el segundo miembro es igual al número de los átomos que intervienen en el primer miembro.

Este proceso que hemos descrito se llama **balanceo o ajuste de la ecuación** y debe hacerse en toda ecuación química. Para escribir una ecuación balanceada deben tenerse en cuenta dos circunstancias: 1º Deben escribirse las fórmulas correctas de todas las sustancias que reaccionan y de todos los productos. 2º El número total de átomos en el primer miembro de la ecuación debe ser igual al número total de átomos en el segundo miembro. Deben tomarse los números más pequeños que sea posible.

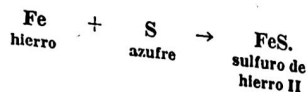
#### d) Ecuaciones químicas.

Conviene en este lugar recapacitar sobre las ecuaciones químicas que hemos venido escribiendo para representar en forma simplificada lo que ocurre cuando reaccionan dos cuerpos que se ponen en contacto.

a) Por ejemplo, en el experimento del hierro y el azufre se calentaron 7 g de hierro con 4 g de azufre y se obtuvieron 11 g de sulfuro de hierro II; esa reacción la representamos así:



o bien, usando solamente los símbolos



Esa ecuación química representa una reacción y quiere decir que, si se combina hierro con la cantidad adecuada de azufre se obtiene un peso de sulfuro de hierro II que, de acuerdo con la ley de LAVOISIER de la conservación de la materia, es igual a la suma de los pesos de los elementos combinados.

Por otra parte, al hablar de las masas atómicas se indicó que son cifras con las cuales se determinan las proporciones en peso en que se combinan los elementos para formar compuestos: así, consultando la Tabla de

#### VOCABULARIO

**ECUACION QUIMICA.**—Representación convencional de la forma como ocurre una reacción. En el primer miembro se ponen las sustancias que van a reaccionar (o la sustancia que se va a descomponer), representándolas con sus fórmulas; en el segundo miembro se ponen las fórmulas de las sustancias que resultan del proceso químico representado por la ecuación. Cada fórmula representa una molécula del elemento o compuesto que interviene.

El número de moléculas (coeficiente de cada fórmula) de cada sustancia debe ser tal que la ecuación quede balanceada, o sea que haya las mismas clases y números de átomos en el segundo miembro que en el primero.

masas atómicas (al principio del libro) se ve que la del S es 32.066 y la del Fe es 55.85.

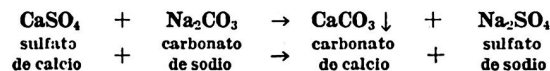
O sea que en la ecuación química anterior podría ponerse, mejor que con los números anteriores, con los siguientes:



Sin embargo, no se acostumbra poner los valores de las masas que intervienen en la reacción, ya que éstas se pueden obtener mediante los valores consignados en la Tabla de masas atómicas, pero no debe olvidarse que los símbolos de los átomos representan las masas o pesos respectivos que intervienen en la reacción.

b) De igual manera que se hace con *elementos* que reaccionan, se procede si se trata de *compuestos* que reaccionan: las masas moleculares se calculan como se explicó anteriormente.

Tomemos como ejemplo la siguiente reacción de intercambio que se usa en el ablandamiento de las aguas (consúltese el índice alfabético):



Esta ecuación no sólo expresa una reacción, o sea que al poner en íntimo contacto sulfato de calcio con carbonato de sodio se obtiene carbonato de calcio y sulfato de sodio; también expresa cuáles son las cantidades de esos cuerpos que intervienen en el proceso, como sigue:

masa molecular del  $\text{CaSO}_4$ :

Ca	= 40
S	= 32
4 O	= 4 × 16 = 64
Suma	136

masa molecular del  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

2 Na	= 2 × 23 = 46
C	= 12
3 O	= 3 × 16 = 48
Suma	106

masa molecular del  $\text{CaCO}_3$ :

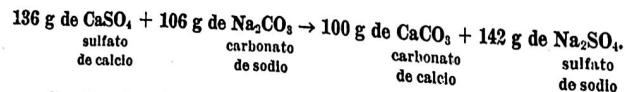
Ca	= 40
C	= 12
3 O	= 3 × 16 = 48
Suma	100

masa molecular del  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :

2 Na	= 2 × 23 = 46
S	= 32
4 O	= 4 × 16 = 64
Suma	142

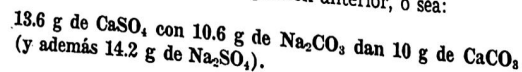


O sea que la ecuación anterior podría escribirse, dando las cantidades de los cuerpos que intervienen, así:



Considerada así la ecuación, salta a la vista una aplicación de ella: ¿Qué cantidades de las sustancias que reaccionan deben combinarse para obtener no 100 gramos de  $\text{CaCO}_3$ , sino solamente 10 gramos?

La solución no tiene ninguna dificultad: basta tomar la décima parte de las cantidades indicadas en la expresión anterior, o sea:



Y en forma semejante, mediante operaciones aritméticas muy sencillas se pueden calcular las cantidades de sustancias necesarias para obtener un número dado de gramos de  $\text{CaCO}_3$ , o bien un peso dado de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

#### e) Problemas sobre cálculos químicos.

##### A.—Peso equivalente de un ácido.

Se llama **peso equivalente de un ácido** el número de gramos de ácido que puede ceder o desprender un gramo de hidrógeno.

Así por ejemplo, la masa molecular del  $\text{HCl}$  es  $1 + 35.5 = 36.5$ ; o sea que de la masa molecular gramo 36.5 g se puede obtener 1 g de  $\text{H}$ , de modo que el peso equivalente del  $\text{HCl}$  es 36.5 g.

En cuanto al ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , su masa molecular gramo es:

$$\begin{array}{l}
 2 \text{ de H} + 1 \text{ de S} + 4 \text{ de O} \\
 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g.}
 \end{array}$$

o sea que de 98 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se obtienen 2 g de  $\text{H}$ , de modo que el peso equivalente del  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es la mitad de su masa molecular gramo, o sea:

$$\frac{98}{2} = 49 \text{ g.}$$

De los resultados anteriores se deduce lo siguiente:

#### VOCABULARIO

**REACCION DE INTERCAMBIO.**—Reacción entre dos compuestos de tal manera que parte del primer compuesto pasa al otro, a cambio de que parte del otro pasa al primero.

**Masa molecular de un ácido** = peso equivalente  $\times$  número de hidrógenos ionizables.

O expresado en otra forma:

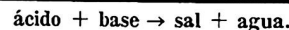
$$\text{Peso equivalente de un ácido} = \frac{\text{masa molecular del ácido}}{\text{número de hidrógenos ionizables}}$$

##### B.—Peso equivalente de las bases.

Al tratar de las bases se explicó que una solución de tornasol azul toma color rojo al echársele unas gotas de ácido. Si después se le agregan unas gotas de solución de sosa, recupera su color azul. Si después se volviera a agregar ácido tomaría nuevamente el color rojo, y así sucesivamente.

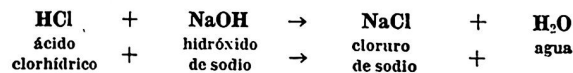
Cuando se combinan un ácido y una base en las cantidades exactamente necesarias para que el producto resultante no dé reacción ácida ni reacción básica, se dice que el ácido y la base se han neutralizado.

En general, la reacción de neutralización es:

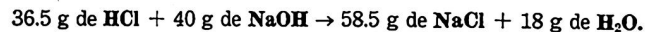


Se llama **peso equivalente de una base** el número de gramos de la misma que neutralizan el peso equivalente de un ácido.

Pongamos las masas moleculares en la ecuación de neutralización que ya vimos:

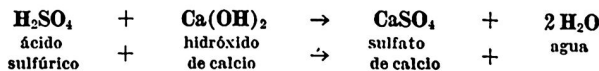


$$(1 + 35.5) + (23 + 16 + 1) \rightarrow (23 + 35.5) + (2 + 16)$$

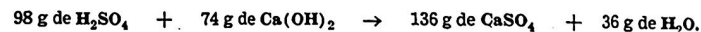


Quiere decir que 40 g de  $\text{NaOH}$  neutralizan 36.5 g de ácido clorhídrico, por tanto el peso equivalente del hidróxido de sodio  $\text{NaOH}$  es 40 g.

Con el hidróxido de calcio o cal apagada  $\text{Ca(OH)}_2$  ocurre la siguiente reacción:



$$(2 + 32 + 4 \times 16) + [40 + 2 \times (16 + 1)] \rightarrow (40 + 32 + 4 \times 16) + [2 \times (2 + 16)]$$



Quiere decir que 74 g de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  neutralizan el doble del peso equivalente del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , y por tanto el peso equivalente, del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  es:

$$\frac{74 \text{ g}}{2} = 37 \text{ g.}$$

De los resultados anteriores se deduce lo siguiente:

Masa molecular de una base = peso equivalente  $\times$  número de hidroxilos.

O expresado en otra forma:

$$\text{Peso equivalente de una base} = \frac{\text{masa molecular de la base}}{\text{número de hidroxilos}}$$

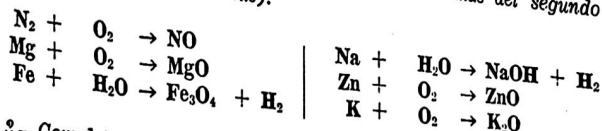
y la siguiente regla general: los pesos equivalentes de las bases se neutralizan con los pesos equivalentes de los ácidos.

### CUESTIONARIO

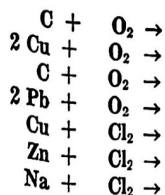
1.—Indique cuáles términos de la primera columna están relacionados con cuáles expresiones de la segunda:

Símbolo	Cambio químico
Valencia	Átomo de un elemento
Ecuación	Poder de combinación
Fórmula molecular	Molécula de un elemento o compuesto.

2.—Balancear las siguientes ecuaciones (las fórmulas del segundo miembro están correctas).



3.—Complete y balancee las siguientes ecuaciones:



NOTA.—ESTOS CUESTIONARIOS NO DEBERÁN RESOLVERSE SOBRE EL LIBRO, SINO COPIARSE EN EL CUADERNO DE TRABAJO.

## UNIDAD VIII

### BALANCEO DE ECUACIONES POR OXIDACION Y REDUCCION

a) Ionización. Ecuaciones de ionización.

A.—Electrólisis.

Anteriormente se explicaron algunos fenómenos que ocurren cuando se hace pasar una corriente eléctrica continua por una solución de ácido sulfúrico.

EXPERIMENTO 21.—En la figura 50 hemos representado un circuito formado por una batería de pilas y un voltámetro; la solución (que se llama electrolito) es de ácido clorhídrico  $\text{HCl}$  (concentrada). Las flechas indican el sentido de la corriente, la cual, según se ha establecido en física, sale del polo positivo de la batería y entra por su polo negativo. Recuerdese que el sentido de una corriente eléctrica es el sentido en que se mueven las cargas positivas.

El electrodo conectado con el polo (+) de la batería se llama ánodo y el conectado con el polo (—) se llama cátodo.

El amperímetro indica la intensidad de la corriente, o sea el número de cargas eléctricas que pasan cada segundo.

Sobre los dos electrodos se forman burbujas de gas, encontrándose que en el cátodo se recoge hidrógeno, mientras en el ánodo se recoge otro gas, cuyas propiedades estudiaremos posteriormente, que es el cloro.

El fenómeno que ocurre en la solución se llama electrólisis y consiste en la separación de los dos elementos constitutivos del ácido clorhídrico ( $\text{H}$  y  $\text{Cl}$ ) por el paso de la corriente eléctrica.

Se pueden efectuar otros experimentos de ionización y electrólisis como los siguientes:

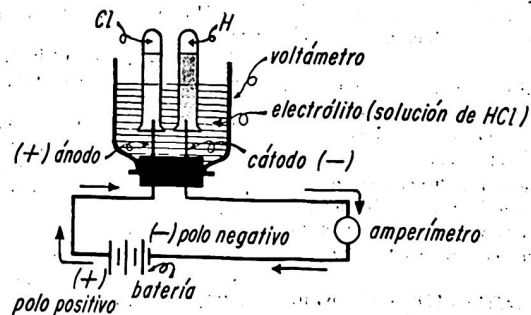


Fig. 50.—Electrólisis del ácido clorhídrico.

## EXPERIMENTO 22.

1.—Hágase una solución diluida de ácido sulfúrico e intercállese en el circuito formado por un acumulador, una resistencia de cobre y un galvanómetro. ¿Se mueve la aguja de éste? Repítase el experimento usando una solución de sosa cáustica, otra de cloruro de sodio y otra de azúcar. ¿En qué soluciones pasa la corriente?

2.—Hágase pasar la corriente del acumulador durante un cuarto de hora por una solución de sulfato de cobre, usando como cátodo una placa de carbón y como ánodo una placa de cobre. ¿Qué es lo que se deposita en el cátodo?

3.—Se introduce una placa de cobre y otra de cinc en una solución de ácido sulfúrico y se conectan exteriormente con un alambre de cobre, inscribiendo en el circuito un galvanómetro y un interruptor. ¿Qué es lo que se observa en el galvanómetro al cerrar el circuito? ¿En qué sentido pasa la corriente?

4.—Tómese una placa de hierro perfectamente limpia e introdúzcase en una solución de sulfato de cobre. ¿Qué es lo que se observa?

Hágase lo mismo introduciendo una placa de cinc.

## VOCABULARIO

**ELECTROLISIS.**—Paso de la corriente eléctrica por cierta clase de líquidos conductores que provoca la descomposición química del líquido.

**VOLTAMETRO.**—Depósito con un electrólito y dos terminales metálicas para electrolizar el líquido contenido en él.

**ELECTRODO.**—Cada una de las dos terminales metálicas de un voltámetro.

**ELECTROLITO.**—1º—Solución conductora de electricidad.

2º—Sustancia que disuelta en el agua permite el paso de la corriente eléctrica a través de ella y que sufre fenómenos químicos como consecuencia de ese paso de corriente.

**CUBA ELECTROLITICA.**—Dispositivo semejante a un voltámetro.

**ANODO.**—Electrodo de un voltámetro que se conecta con el polo positivo del generador.

**CATODO.**—Electrodo de un voltámetro que se conecta con el polo negativo del generador.

**BATERIA.**—Conjunto de pilas eléctricas.

**DILUIR UNA SOLUCION.**—Se dice que se diluye una solución cuando se le agrega solvente.

**ACUMULADOR.**—Cierta aparato para producir corriente eléctrica continua.

**GALVANOMETRO.**—Aparato que al intercalarse en un circuito permite saber si por él pasa corriente o no.

**INTERRUPTOR.**—Aparato que se instala en un circuito eléctrico para dejar pasar la corriente o para interrumpirla.

**CERRAR UN CIRCUITO.**—Permitir que pase corriente por él.

Repítase el experimento usando placas de los distintos metales de que se disponga e introduciéndolas en soluciones de sulfato de magnesio, de aluminio, de cinc, de hierro y de cobre y en soluciones de nitrato de plomo y nitrato de plata.

Anótese lo que ocurre en cada caso.

## ● RESULTADOS

1.—Cada vez que se mueve la aguja del galvanómetro quiere decir que pasa la corriente.

El experimento pone de manifiesto que la corriente atraviesa soluciones de ácidos, bases, o sales, pero no atraviesa otra clase de soluciones (de azúcar, por ejemplo). Las primeras se llaman electrólitos.

2.—Al pasar corriente por una sal diluida (sulfato de cobre, por ejemplo), los iones positivos del metal avanzan en el sentido de la corriente, y al llegar al cátodo neutralizan su carga y se deposita allí el metal.

3.—Al introducir en un ácido dos placas de metales diferentes se forma un elemento electroquímico o pila, que genera una corriente eléctrica. Se dice que en el interior del electrólito la corriente va del metal más electropositivo al menos electropositivo (del cinc al cobre, en el caso del experimento) (véase la página siguiente).

4.—Al introducir el hierro en el sulfato de cobre, se recubre de un depósito rojizo de cobre.

Al introducir una placa de cinc en la solución de sulfato de cobre se recubre de cobre también (Fig. 51). Véanse las ecuaciones de desalojamiento en la pág. 199.

Se dice que el hierro y el cinc desalojan al cobre de la solución de una sal de cobre.

En cambio si se introduce cobre en una solución de sulfato de cinc o sulfato de hierro, no los desaloja de sus sales respectivas.



Fig. 51.—El zinc desaloja el cobre de una solución de sal de cobre.

## VOCABULARIO

**NEUTRALIZARSE UN CUERPO ELECTRIZADO.**—Se dice que se neutraliza un cuerpo electrizado cuando pierde su carga y queda en estado neutro.

## B.—Serie electroquímica o serie electromotriz.

De acuerdo con la forma como los distintos metales se desalojan entre sí de sus sales solubles, se han ordenado en una sucesión que se llama *serie electroquímica*. Los de la parte superior de la serie desalojan a los que tienen por debajo. Así por ejemplo, el hierro desaloja al cobre, el cinc desaloja al hierro y el magnesio desaloja al cinc. Estos resultados experimentales se interpretan diciendo que la afinidad del magnesio es mayor que la del cinc y la de éste es mayor que la del hierro. Los que se encuentran por arriba se dice que son más electropositivos y los que se encuentran por abajo son menos electropositivos. La serie electroquímica se llama también serie electromotriz.

SERIE ELECTROMOTRIZ O SERIE ELECTROQUÍMICA

Potasio (más electropositivo) (menos electronegativo)
sodio
calcio
magnesio
aluminio
cinc
hierro
estaño
níquel
plomo
<b>HIDROGENO</b> (tiene propiedades de metal)
cobre
mercurio
plata
oro
(menos electropositivo) (más electronegativo)

Esta serie está formada por los elementos que en la electrólisis ordinaria se depositan en el cátodo: son los metales.

En esas condiciones, el ácido sulfúrico se puede considerar como "sulfato de hidrógeno" (así como se habla de sulfato de sodio), si al hidró-

## VOCABULARIO

**ELECTRONEGATIVOS.**—En la serie electromotriz de los elementos se dice que los elementos que están en la parte inferior de ella son más electronegativos que los de la parte superior.

**ELECTROPOSITIVOS.**—En la serie electroquímica se dice que los elementos que están en la parte superior de ella son más electropositivos que los que están en la parte inferior.

geno se le considera como metal, y por eso al introducir cinc en una solución de ácido sulfúrico, el hidrógeno es desalojado, y se deposita en forma de burbujas sobre la placa de cinc. Por supuesto que el nombre correcto es ácido sulfúrico y no sulfato de hidrógeno.

## C.—Hipótesis de la ionización o de la disociación.

Para explicar los fenómenos electrolíticos el químico sueco ARRHENIUS propuso, a fines del siglo pasado, la **hipótesis de la disociación**, que actualmente se acepta con ciertas modificaciones y perfeccionamientos en cuyo detalle no entraremos, pero que tomaremos en cuenta parcialmente. En su forma simplificada esta hipótesis es en general aplicable a ácidos, bases y sales en disolución (o fundidos, en algunos casos). Antes de enunciar la hipótesis de la disociación electrolítica indicaremos los cambios químicos que ocurren en diversos casos de electrólisis:

Sustancia electrolizada	Se mueve hacia el ánodo	Se obtiene en el cátodo
HCl	Cl <sup>-</sup>	H <sup>+</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	radical sulfato--	H <sup>+</sup>
CuSO <sub>4</sub>	" "	Cu <sup>++</sup>
NaCl (fundido)	Cl <sup>-</sup>	Na <sup>+</sup>
AlF <sub>3</sub> ( " )	F <sup>-</sup>	Al <sup>+++</sup>

Se ve en todos los casos que en el cátodo se obtienen hidrógeno o algún metal, mientras que en el ánodo se obtienen otras sustancias gaseosas.

Así pues, como la corriente pasa dentro del electrolito del ánodo al cátodo, podemos pensar que por algún procedimiento, el hidrógeno (o los metales) contenido en él, se mueven del ánodo al cátodo y allí se recogen. Y como el sentido de la corriente es el de las cargas positivas, podemos suponer que el hidrógeno o los metales contenidos en el electrolito tienen carga eléctrica positiva. En tales condiciones esas partículas positivas son repelidas por el electrodo positivo (ánodo) y atraídas por el negativo (cátodo).

Y como además, hay sustancias que se obtienen en el electrodo po-

## VOCABULARIO

**HIPOTESIS DE LA DISOCIACION O IONIZACION.**—Hipótesis según la cual ciertos líquidos que conducen la corriente están formados por iones en gran cantidad. Una sal fundida se encuentra totalmente ionizada. Un ácido o una base fuerte disueltos en agua se descomponen en iones mucho más que los ácidos y bases débiles.

sitivo, también podremos suponer que otras partículas del electrolito se mueven en sentido contrario y tienen por tanto carga negativa; estas partículas negativas se moverán repelidas por el electrodo negativo (cátodo) y atraídas por el positivo (ánodo).

A esas partículas que se mueven (hacia el cátodo o hacia el ánodo) se les llama iones, palabra que quiere decir caminantes, y se dice que el líquido está **ionizado** o **disociado**.

En general se llama **ion** un átomo o grupo de átomos, **molécula** o **grupo de moléculas**, con **carga eléctrica**. La magnitud de la carga eléctrica de un ion (expresada en múltiplos de la carga del electrón, que se toma como unidad) se llama **valencia iónica**. También se llama **electrovalencia**. Así la electrovalencia del sodio en el cloruro de sodio es +1 y se dice que es unipositivo; la valencia iónica del cloro es -1 y se dice que es uninegativo.

La hipótesis de la ionización o teoría iónica de ARRHENIUS establece que un ácido, una base o una sal que se pone en estado líquido (por disolución o por fusión) manifiesta la existencia de dos tipos de partículas, unas con carga positiva y otras con carga negativa. En esas condiciones, se dice que la sustancia está **disociada**, o sea separada en iones; unos positivos y otros negativos.

Los iones positivos se llaman **cationes** porque al pasar la corriente van a dar al cátodo (negativo) y los iones negativos se llaman **aniones** porque al pasar la corriente van a dar al ánodo (positivo).

Si se introducen en la solución las terminales de una fuente de corriente eléctrica, ésta pasa con más o menos dificultad en los diferentes electrolitos, según que los iones encuentren o no muchos obstáculos para su movimiento, sobre todo porque las contracorrientes de iones positivos hacen más lento el movimiento de los electrones.

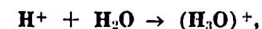
A continuación indicamos los iones en que se disocian diversos compuestos:

Compuesto	Catión	Anión
HCl	H <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sup>+</sup>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	2 H <sup>+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>--</sup>
HNO <sub>3</sub>	H <sup>+</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
KOH	K <sup>+</sup>	OH <sup>-</sup>
Ca(OH) <sub>2</sub>	Ca <sup>++</sup>	OH <sup>-</sup> Oli <sup>-</sup>
NaCl	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>
CuSO <sub>4</sub>	Cu <sup>++</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>--</sup>

#### VOCABULARIO

IONIZARSE.—Separarse un compuesto en iones.      DISOCIARSE.—Es lo mismo que ionizarse.

Es pertinente aclarar que en realidad los iones hidrógeno H<sup>+</sup> no existen solos en la solución (o en el agua) sino que se unen a una molécula de agua:



constituyendo lo que se llama **iones oxonio**. Sin embargo, es muy usual hacer caso omiso de esa hidratación que da lugar a que se forme el ion oxonio, y hablar solamente del ion hidrógeno H<sup>+</sup> en vez del ion oxonio (H<sub>3</sub>O)<sup>+</sup>. Por otra parte, es pertinente insistir en que los iones que existen en el agua no se encuentran en cantidad suficiente para permitir un transporte de cargas eléctricas que sea apreciable por experimentos sencillos de electrólisis.

#### D.—Neutralizaciones de iones.

Cuando los cationes (iones positivos) llegan al cátodo (electrodo negativo) neutralizan su carga eléctrica y por eso sobre el cátodo se deposita el metal del electrolito (por ejemplo, el cobre del sulfato de cobre II).

También hay una neutralización de iones en el caso en que el hierro se introduce en una solución de sulfato de cobre II y lo desalaja, recubriéndose de una capa rojiza: lo que pasa es que los iones positivos de cobre se neutralizan sobre la placa de hierro y se forman al mismo tiempo iones positivos de hierro que sustituyen a los de cobre, según la ecuación:



Cosa semejante ocurre cuando se introduce una placa de zinc en una solución de sulfato de cobre II (véase la Fig. 51 en la pág. 195):



De acuerdo con las anteriores consideraciones queda en concordancia la hipótesis de la disociación electrolítica con la obtención de los metales en el cátodo. Pero ¿qué se obtiene en el ánodo? ¿De dónde proviene el oxígeno que allí se desprende, como en el caso de la Fig. 52?

En ese caso se hizo la des-

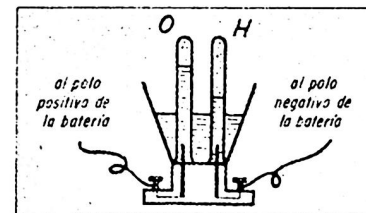


Fig. 52.—Electrólisis del agua.

#### VOCABULARIO

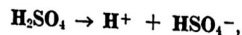
HIDRATACION.—Reacción con el agua, en la cual ésta no se descompone, sino que se agrega a la molécula o ion con que se combina.

composición o análisis del agua por el método de electrólisis, para lo cual se agregó al agua una pequeña cantidad de ácido sulfúrico para hacerla conductora de la corriente.

Al disolverse el ácido en agua le proporciona iones positivos  $H^+$  [y se forman iones oxonio ( $H_3O^+$ )].

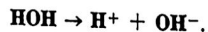
Entonces al llegar los iones positivos oxonio, o simplemente los iones  $H^+$  al cátodo, se neutraliza su carga y el ion hidrógeno se convierte en átomo de hidrógeno [o mejor, el ion ( $H_3O^+$ ) da un átomo  $H$  y una molécula  $H_2O$ ]; ese átomo  $H$  se une con otro igual, forma una molécula  $H_2$  y al unirse con otras muchas moléculas de hidrógeno se desprende éste en forma de burbujas de gas.

Dijimos que los iones  $H^+$  resultan del  $H_2SO_4$ ; lo que ocurre es lo siguiente:



o sea que se forman también iones  $HSO_4^-$  que se dirigen al ánodo.

Además, el agua también se ioniza parcialmente:



Los iones negativos  $OH^-$  y  $HSO_4^-$  se dirigen al ánodo, pero los iones hidroxilo neutralizan su carga más fácilmente que los iones  $HSO_4^-$ ; al neutralizarse ocurre lo siguiente:



por eso se desprende oxígeno en forma de burbujas.

Como el  $H_2SO_4$  no se consume, puede considerarse como un catalizador, pues los iones  $H^+$  que proporcionó fueron repuestos por los que dio el agua al ionizarse.

Es conveniente hacer notar que en las reacciones iónicas la formación de iones positivos se debe a la pérdida de electrones y la de iones negativos se debe a la ganancia de electrones.

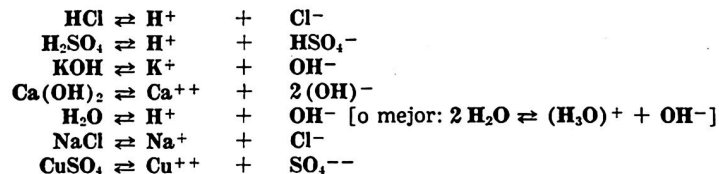
#### E.—Ecuaciones de ionización.

Los fenómenos electrolíticos nos conducen a pensar que la energía química, que mantiene ligados los átomos para formar los compuestos es de naturaleza eléctrica, y así es en los casos que estamos estudiando ahora. Entonces representamos el cloruro de sodio así  $Na^+Cl^-$ , con lo cual se

#### VOCABULARIO

CATION.—Ion positivo (que va a dar al cátodo). ANION.—Ion negativo (que va a dar al ánodo).

quiere decir que está formada esta sal por cargas eléctricas iguales, pero de signo contrario, que se atraen:  $Na^+$  y  $Cl^-$ . La sal en estado sólido no manifiesta carga eléctrica, pero al disolverse en el agua se separa en sus iones. En esas condiciones el líquido tiene iones positivos y iones negativos en igual número. La ionización se puede representar por las siguientes ecuaciones de ionización en las cuales la doble raya ( $\rightleftharpoons$ ) significa que el compuesto se puede descomponer en iones, o bien que si los iones se unen pueden formar el compuesto:



Se llaman cationes los que se mueven en el sentido de la corriente.

El hidrógeno y los metales en estado iónico son cationes.

Cuando los no metales se encuentran en estado iónico son aniones.

También son aniones los iones compuestos  $HSO_4^-$ ,  $SO_4^{--}$ ,  $OH^-$ ,  $NO_3^-$ , etcétera, llamados radicales o iones poliatómicos.

#### F.—Formación de compuestos.

Así pues, en algunos casos se forman compuestos por la unión de iones positivos con iones negativos (las sales siempre son compuestos iónicos).

Por otra parte, es de importancia fundamental observar que el número de cargas eléctricas es igual al número de valencias:

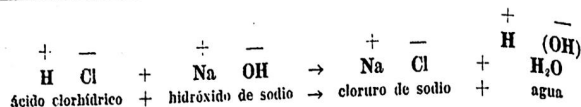
el ion	H	tiene una carga (+) y su valencia es	+1
"	K	" una "	(+) " " " " +1
"	Na	" una "	(+) " " " " +1
"	Cl	" una "	(-) " " " " -1
"	Ca	" dos "	(+) " " " " +2
"	Cu	" dos "	(+) " " " " +2
"	OH	" una "	(-) " " " " -1
"	SO <sub>4</sub>	" dos "	(-) " " " " -2

La disociación electrolítica nos explica las diversas reacciones que hemos visto que ocurren entre ácidos, bases, sales, etc. Por ejemplo, la neutralización entre ácidos y bases ocurre como sigue:

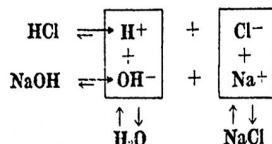
#### VOCABULARIO

COMPUESTO IÓNICO.—Compuesto formado por iones. Por ejemplo, la sal común  $Na^+Cl^-$  está formada por iones y no por moléculas.





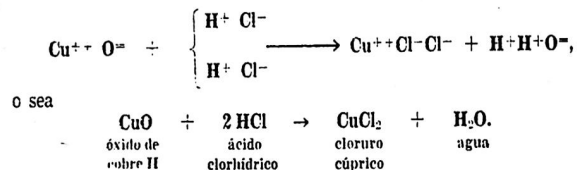
Lo que ocurre se explica mediante las siguientes ecuaciones de ionización.



En rigor si no se forma un precipitado o si no se desprende en estado de gas alguno de los productos formados, quedan en la solución todos los iones, moviéndose desordenadamente.

En el caso de la neutralización anterior si se evapora el agua, se forman cristales con iones de la sal (no cristales de moléculas).

Hay óxidos metálicos que funcionan como bases y la reacción es semejante a la anterior:



#### G.—Fuerza de los ácidos y de las bases.

Al atacar un metal con un ácido se desprende hidrógeno en la forma que se explicó en otro lugar; con algunos ácidos se obtiene este efecto con gran intensidad y se desprende gran cantidad de hidrógeno, con otros ácidos el efecto es muy poco notable. Los primeros se llaman **ácidos fuertes** y los segundos **ácidos débiles**. Los fuertes son los que están "muy disociados", los débiles están "poco disociados".

El HCl es un ácido fuerte, el  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido carbónico) es un ácido débil.

Un ácido muy débil es el ácido cianhídrico  $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$  en el cual sólo se disocia una molécula de cada 10 000.

Los ácidos fuertes son aquellos que tienen abundancia de iones hidrógeno en libertad de actuar. En cambio en los ácidos débiles hay pocos iones hidrógeno en libertad de actuar.

Esencialmente un ácido es una sustancia productora de iones de hidrógeno y las propiedades de los ácidos son en realidad las propiedades de los iones hidrógeno. Al haber en solución iones de hidrógeno, quiere decir que los átomos respectivos han perdido un electrón cada uno; entonces forzosamente hay otros átomos que se apoderan de esos electrones, por consiguiente en la solución también hay iones negativos. El ion negativo, que caracteriza a cada ácido se llama **radical ácido**.

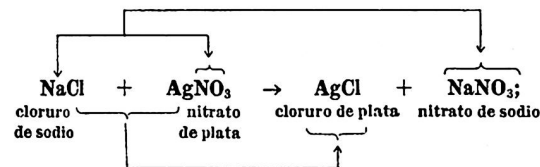
De acuerdo con este concepto, *una solución normal es aquella que tiene un gramo de iones de hidrógeno en cada litro de solución.*

Las bases también se pueden clasificar en fuertes y débiles. Así por ejemplo: la potasa cáustica (KOH) y la sosa cáustica (NaOH) son **bases fuertes** porque producen efectos muy intensos; en cambio el hidróxido de aluminio  $\text{Al(OH)}_3$  es una **base débil**.

La explicación es similar a la del caso de los ácidos: es el ion  $\text{OH}^-$  el que caracteriza a las bases y el que cuando existe en abundancia en libertad de actuar determina una base fuerte. En cambio una base débil es aquella en la cual los iones  $\text{OH}^-$  están restringidos por alguna circunstancia.

#### H.—Reacciones de sustitución.

En algunas de las reacciones que hemos estudiado hay una simple sustitución de elementos de un compuesto que pasan a formar parte de otro compuesto, y en el lugar que dejan entra el elemento que salió del otro compuesto; es un verdadero "cambio de parejas".



en el caso anterior el sodio pasa a ocupar el lugar de la plata y ésta sustituye al sodio.

#### b) Teoría de la óxido-reducción. Concepto de óxido-reducción. Agentes oxidantes y reductores.

##### A.—Concepto particular.

En algunos experimentos se ha explicado cómo se logra combinar el oxígeno con algunos metales. Ese proceso se llama **oxigenación**, que es un caso particular de la **oxidación**. Ahora se verá el proceso contrario.

EXPERIMENTO 23.—Dentro de un tubo de cristal, resistente al calor se coloca en una navetilla de porcelana (cápsula alargada) un poco de óxido de cobre II (polvo negro) que se calienta desde afuera con un mechero al mismo tiempo que se hace pasar una corriente de hidrógeno (Figura 53). En el extremo de salida se quema el hidrógeno no consumido para evitar que escape al aire. El oxígeno del óxido se va combinando gradualmente con el hidrógeno formando agua y la sustancia de la

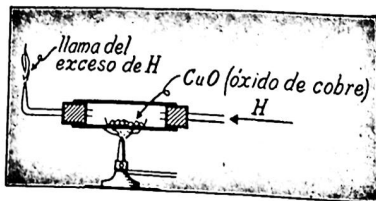


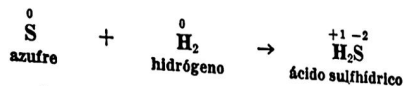
Fig. 53.—Reducción de óxido de cobre II mediante hidrógeno.

cápsula va tomando el color café rojizo del cobre.

Al perder su oxígeno el óxido de cobre II, se dice que se ha "reducido"; a ese proceso se le llama reducción. Es el proceso inverso de la oxidación.

#### B.—Concepto general.

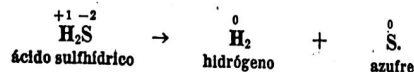
El término **reducción** se ha extendido a diversos procesos en que se agrega hidrógeno a un cuerpo, ya sea que con ello se elimine o no el oxígeno. Así por ejemplo, la reacción



se considera como la reducción del azufre para formar ácido sulfhídrico (las cifras que se indican arriba de los símbolos representan las valencias de los átomos respectivos).

De la misma manera la palabra **oxidación** se ha extendido a otros casos en que se elimine hidrógeno, ya sea que para ello se agregue o no oxígeno.

Así por ejemplo, la eliminación de hidrógeno del  $\text{H}_2\text{S}$  es una oxidación del azufre.



Ahora bien, siendo el hidrógeno un elemento netamente electropositivo y el oxígeno netamente electronegativo, la terminología se ha extendido todavía más. Tanto el término oxidación como el término reducción se aplican ya sea a un elemento o bien a un grupo de átomos. Llamando sustancia al elemento o al grupo de átomos, se dice:

#### Una sustancia se **oxida**:

- En ciertos casos en que gana oxígeno, cloro u otros átomos o grupos de átomos susceptibles de formar iones electronegativos.
- En ciertos casos en que pierde hidrógeno, o metales.
- Cuando pierde electrones.

#### Una sustancia se **reduce** cuando:

- En ciertos casos en que pierde oxígeno, cloro u otros átomos o grupos de átomos susceptibles de formar iones electronegativos.
- En ciertos casos en que gana hidrógeno, o metales.
- Cuando gana electrones.

Un agente oxidante es aquel que puede oxidar una sustancia.

Un agente reductor es aquel que puede reducir una sustancia.

Cuando se trata no de la oxidación o reducción de un grupo de átomos, sino de un átomo o sea un elemento, se puede precisar ordinariamente si se oxida o se reduce, aplicando las siguientes reglas:

Un elemento se **oxida** cuando **aumenta su valencia** al efectuarse una reacción, aun cuando no intervenga el oxígeno en esa reacción.

Un elemento se **reduce** cuando **disminuye su valencia** al efectuarse una reacción, aun cuando no intervenga el hidrógeno en esa reacción.

#### Ejemplos:

a)  $\overset{0}{\text{S}} + \overset{0}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{S}}$  es la reducción del S porque disminuye su valencia de 0 a -2.

b)  $2\overset{+2}{\text{Fe}}\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\overset{+3}{\text{Fe}}\text{Cl}_3$  es la oxidación del hierro de la condición de ferroso a férrico porque el Fe aumenta su valencia de +2 a +3, reacción que expresa que el cloruro ferroso se ha oxidado a cloruro férrico.

c)  $2\overset{0}{\text{Cu}} + \overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Cu}_2}\overset{-2}{\text{S}}$  es la oxidación del cobre porque aumenta su valencia de 0 a +1.

#### VOCABULARIO

**ELECTROPOSITIVO.** — Este término tiene dos acepciones en química:

19—Se llaman así los elementos cuyos átomos al perder electrones quedan en forma de iones positivos.

20—En la serie electromotriz de los elementos se dice que los primeros son más electropositivos que los últimos. En

rigor esta segunda acepción de electropositivo no está en contraposición con la primera, sino más bien la completa.

**ELECTRONEGATIVO.** — Se llaman elementos electronegativos aquellos cuyos átomos puedan ganar electrones y transformarse en iones negativos.

Obsérvese que al mismo tiempo que ocurre una oxidación ocurre una reducción y recíprocamente. Así por ejemplo, en (a) el hidrógeno es oxidado por el azufre porque aumenta su valencia de 0 a +1 y en (c) el azufre es reducido por el cobre porque el S reduce su valencia de 0 a -2.

Se llaman **sustancia o agentes oxidantes** aquellos que pueden proporcionar oxígeno a otros cuerpos (como el oxígeno mismo, el peróxido de hidrógeno y otros que produzcan oxígeno fácilmente). A continuación se indicará una ampliación del concepto de oxidación y de sustancia oxidante.

Se llaman **sustancias reductoras** aquellas que pueden quitar el oxígeno a otras sustancias (como el hidrógeno, el carbono y otros que son ávidos de oxígeno). A continuación se indicará una ampliación del concepto de reducción y de sustancias reductoras y se verán las aplicaciones que tienen estas reacciones de oxidación y reducción.

### C.—Los electrones en la oxidación y en la reducción.

Habíamos establecido que: un cuerpo se oxida cuando en alguna forma aumenta su valencia.

Ahora bien, al hablar de los elementos electronegativos dijimos, en el caso particular del cloro, que es electronegativo porque en su capa electrónica exterior le falta un electrón para formar una configuración estable, y que cuando encuentra las condiciones propicias toma un electrón del cuerpo con el cual se une (por ejemplo, cuando se une con el H para formar el HCl o cuando se une con el Na para formar el Na<sup>+</sup>Cl<sup>-</sup>). En otras palabras, el cuerpo que en esas condiciones se une con el cloro, o sea que se oxida, pierde un electrón al oxidarse (su valencia aumenta de 0 a 1). Así pues, definimos, desde este punto de vista, las oxidaciones así:

un cuerpo se oxida cuando pierde electrones.

Por otra parte, dijimos que un cuerpo se reduce cuando disminuye su valencia. Además, en una reacción de oxidación-reducción un cuerpo o varios se oxidan, y el otro u otros se reducen.

Así pues, como el cuerpo oxidante se reduce, al hacerlo gana los electrones que perdió el cuerpo oxidado. Podemos definir las reducciones así:

un cuerpo se reduce cuando gana electrones.

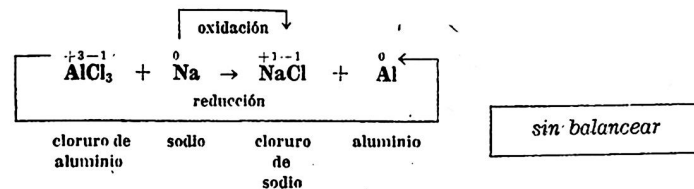
Las reacciones en que algún elemento pierde electrones (se oxida) a expensas de otro que los gana (se reduce) se llaman **reacciones de oxidación-reducción**.

El cuerpo que gana electrones es el agente oxidante (el que se reduce), y el que pierde electrones es el agente reductor (el que se oxida).

## BALANCEO DE ECUACIONES POR EL METODO DE OXIDACION-REDUCCION.

Se pueden ajustar o balancear las ecuaciones químicas, teniendo en cuenta que el número de electrones que gana el agente oxidante no es otra cosa que el número de electrones que pierde el agente reductor.

Así por ejemplo, el experimento pone de manifiesto que al tratar cloruro de aluminio (AlCl<sub>3</sub>) con sodio (Na) se obtiene cloruro de sodio (NaCl) y aluminio en libertad.

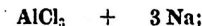


Para determinar los coeficientes de cada uno de los términos de la ecuación observemos:

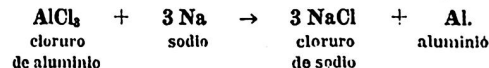
1°—Al desprenderse del aluminio tres átomos de cloro, el aluminio recupera tres electrones que había perdido, o sea que se reduce (disminuye su valencia de +3 a 0).

2°—El sodio se une con el cloro, perdiendo así un electrón o sea se oxida (aumenta su valencia de 0 a +1).

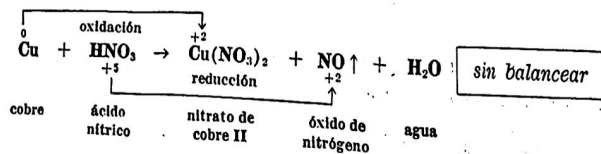
Pues bien, como deben ser tantos los electrones que pierde el Na como los que gana el Al, se necesitan en el primer miembro tres átomos de Na para los tres electrones que gana el Al. Así pues, el primer miembro de la ecuación debe ponerse así:



entonces el segundo miembro de la ecuación se acaba de balancear teniendo en cuenta que si hay tres átomos de Cl y tres de Na, tendrán que formarse tres grupos NaCl, quedando finalmente así:



Otro ejemplo: la acción del ácido nítrico diluido sobre el cobre.



Para balancear esa ecuación nos fijamos en primer lugar en que el cobre manifiesta en el segundo miembro valencia +2, o sea que de cobre en estado neutro (como estaba en el primer miembro) pasó a ion positivo de cobre, perdiendo por tanto dos electrones; así pues, se oxidó (aumentó su valencia de 0 a +2).

En cuanto al nitrógeno, una porción de él no cambió su estado iónico, pues se forma nitrato cúprico, con el radical  $\text{NO}_3$  de valencia 1 tal como estaba en el primer miembro; así pues, ni perdió ni ganó electrones. En cambio, otra parte del nitrógeno sí se alteró pues se obtiene en el segundo miembro  $\text{NO}$ , en el cual el nitrógeno tiene valencia +2, o sea tiene dos cargas positivas, las cuales al sumarse a las dos negativas del oxígeno dan la molécula  $\text{NO}$  neutra.

Para saber en qué condiciones estaba el nitrógeno antes de adquirir esas dos cargas positivas, o sea para averiguar la valencia que tenía el N en el  $\text{HNO}_3$ , se hace un razonamiento similar.

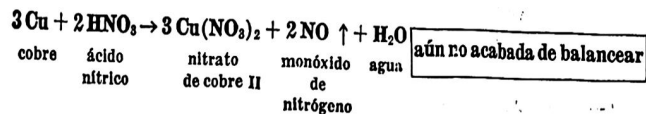
H representa  
 $\text{O}_3$  "  $3 \times 2 = 6$  cargas negativas } que en total dan 5 cargas negativas.

Así pues, el N del  $\text{HNO}_3$  debe tener 5 cargas positivas o sea que su valencia es +5.

Al pasar de 5 cargas positivas a 2 cargas positivas ha perdido 3 cargas positivas, lo que equivale a ganar 3 electrones; así pues, se redujo el nitrógeno (disminuyó su valencia de +5 a +2). En resumen:

cada átomo de Cu perdió 2 electrones,  
 cada átomo de N ganó 3 electrones.

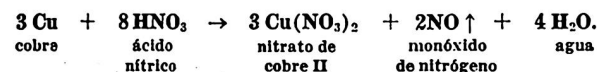
Por tanto, como el número de electrones ganados tiene que ser igual al de los perdidos, tendremos que poner en el primer miembro 3 átomos de cobre (que pierden  $3 \times 2 = 6$  electrones) y 2 átomos de N (que ganan  $2 \times 3 = 6$  electrones):



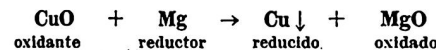
Ya están igualados los átomos de cobre, compensados los electrones perdidos con los ganados y el mismo número de átomos de N que hay en el primer miembro lo hay en el  $\text{NO}$  del segundo miembro, pero al poner 3 moléculas de  $\text{Cu(NO}_3)_2$  en el segundo miembro, se han agregado  $3 \times 2 = 6$  iones  $\text{NO}_3$ , que tendrán que agregarse en el primer miembro sumando 6 moléculas de  $\text{HNO}_3$  a las 2 que se habían anotado, de modo que la ecuación queda así:



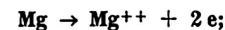
Ahora sólo falta notar que las 8 moléculas de  $\text{HNO}_3$  forman ocho átomos de H (de los cuales sólo se han puesto 2 en el segundo miembro), y  $8 \times 3 = 24$  átomos de O; de estos últimos en el segundo miembro sólo están considerados  $3 \times 3 \times 2 + 2 \times 1 + 1 = 21$ . De manera que falta agregar al segundo miembro  $8 - 2 = 6$  átomos de H, y  $24 - 21 = 3$  átomos de O, con los que se forman 3 moléculas de agua, que agregadas a la que hay en el segundo miembro da 4 moléculas de agua, quedando finalmente la ecuación balanceada así:



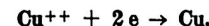
Detallaremos otra reacción de óxido-reducción: la oxidación del óxido cúprico por el magnesio:



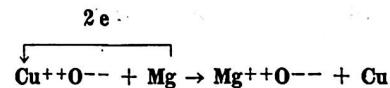
De acuerdo con la serie electroquímica el magnesio es más electropositivo que el cobre, de modo que cede electrones y el cobre los toma:



al tomarlos el cobre resulta:



El ion cúprico ya existía en la molécula  $\text{CuO}$ , de modo que la reacción global es:



Se ve que el oxígeno no sufrió ninguna modificación durante esta reacción.

## EJERCICIOS DE BALANCEO DE ECUACIONES.

En los siguientes ejercicios se indican las sustancias reaccionantes que intervienen y los productos que se obtienen. El estudiante deberá calcular los diversos coeficientes, ya sea por el método de oxidación-reducción o por el método de escoger razonablemente los coeficientes.

- 1.—  $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \uparrow$
- 2.—  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 3.—  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 4.—  $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 5.—  $\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow$
- 6.—  $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 7.—  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{CO}_2 \uparrow$
- 8.—  $\text{Pb} + \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{PbO}$
- 9.—  $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 10.—  $\text{PbO}_2 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{PbI}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 11.—  $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

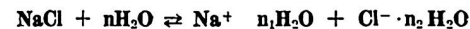
## PRACTICA DE LABORATORIO. — HIDROLISIS.

**OBJETO.**—Demostrar que la hidrólisis de algunas sales da reacción ácida, la de otras da reacción alcalina y la de otras reacción neutra.

**APARATOS SUSTANCIAS Y MATERIALES.**—Tubos de ensayo, agitadores, papel tornasol rojo y azul. Solución de fenoltaleína; cristales de cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ), acetato de amonio ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{NH}_4$ ), acetato de sodio ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Na}$ ), nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ), nitrato de plomo II [ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ], sulfato de amonio [ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ], carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), cloruro férrico ( $\text{FeCl}_3$ ), sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ).

## Fenómenos que ocurren durante la hidrólisis

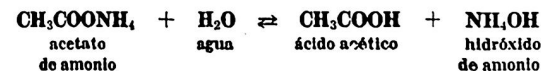
Recordemos que las sales se obtienen al reaccionar una base con un ácido. Al disolver una sal en agua ocurren fenómenos en los que intervienen los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$ . Para que una sal presente el fenómeno de hidrólisis debe formar, al reaccionar con agua, compuestos poco disociados, es decir ácidos débiles o bases débiles. Las sales resultantes de la reacción de ácidos fuertes con bases fuertes, como el cloruro de sodio, nitrato de potasio, sulfato de sodio, etc., en realidad no presentan una hidrólisis, sino que sufren una ionización en la cual los iones que forman la sal se encuentran rodeados por moléculas de agua y reciben el nombre de "iones solvatados".



(Las letras  $n$ ,  $n_1$  y  $n_2$  indican números enteros no definidos. Los puntos colocados en las fórmulas indican que las moléculas de agua se encuentran hidratando los iones respectivos.)

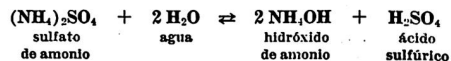
Por ello se dice que dichas sales no presentan hidrólisis. Estas sales darán una disolución en agua con reacción neutra y no hay que confundirlas con las sales que, por hidrólisis, dan reacción neutra, por ejemplo:

El acetato de amonio es una sal que presenta una hidrólisis con reacción neutra, de la siguiente forma:



En esta reacción de hidrólisis se formaron dos compuestos poco disociados, que son el ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), que es un ácido débil, y el hidróxido de amonio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ), que es una base débil. Cada uno de estos compuestos dan, al ionizarse, casi igual número de iones: el ácido acético dará iones acetato ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) junto con iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) y el hidróxido de amonio dará iones amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) y iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ). Como ambos producen casi igual número de iones  $\text{H}^+$  y iones  $\text{OH}^-$ , respectivamente, la reacción presentará un pH neutro, es decir reacción neutra.

Hay otro tipo de sales que dan reacción básica o ácida, según den un ácido débil o una base débil mediante su hidrólisis. Ejemplos:

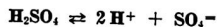


En esta reacción se formó un compuesto poco disociado, el hidróxido de amonio, y un compuesto que está prácticamente disociado por completo, el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . El hidróxido de amonio, al disociarse, dará:



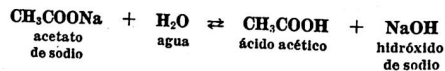
pero la cantidad de iones  $\text{OH}^-$  libres por dicha disociación son muy pocos, ya que el  $\text{NH}_4\text{OH}$  es un compuesto que se disocia muy poco.

En cambio el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , al disociarse, producirá:



y como prácticamente se encuentra totalmente disociado, la cantidad de iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) es muy grande. Por haber más iones  $\text{H}^+$  que iones  $\text{OH}^-$ , el pH de la disolución será ácido, es decir que la hidrólisis de dicha sal da reacción ácida.

El último caso es el de una sal que da una hidrólisis básica, por ejemplo:



Este es un caso contrario al anterior pues se forma un ácido débil (compuesto poco disociado) y una base fuerte (compuesto totalmente disociado). Haciendo las consideraciones de casos anteriores, tendremos una cantidad muy grande de iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) con respecto a los iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) y, por lo tanto, el pH será básico y la hidrólisis de dicha sal presentará una reacción alcalina o básica.

### ● PROCEDIMIENTO

1.—Se toma un cristalito de carbonato de sodio y se agrega a unos 3 ml de agua destilada puestos en un tubo de ensayo. Después de agitar con el agitador, para que se disuelva, se toma una gota de líquido y se pone en un papel tornasol azul, y otra gota en un papel tornasol rojo. ¿Qué se observa en cada caso? A la solución que queda en el tubo se le agregan 2 ó 3 gotas de solución de fenolftaleína. ¿Qué ocurre?

2.—Repítase el experimento con cada uno de los otros cristales y hágase una tabla de resultados obtenidos.

### ● RESULTADOS

1.—El papel de tornasol rojo cambió a azul al echarle la gota de solución; el papel azul no cambia de color. Al ir agregando la fenolftaleína al tubo, va apareciendo una coloración roja. De ello se deduce que, como consecuencia de la hidrólisis, la solución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  da reacción básica.

2.—Al efectuar el experimento con  $\text{NaCl}$  no ocurre ningún cambio de color, lo cual significa que los iones producidos no muestran carácter ácido ni básico, o sea que no hubo hidrólisis. No confundir estos resultados con las sales que, por hidrólisis, presentan reacción neutra y, por lo tanto, no alteran el color.



## ACTIVIDADES

- 1.—Ejercicios numéricos de conversión de temperaturas de grados Celsius a grados Kelvin.
- 2.—Ejercicios sobre normalización de volúmenes gaseosos.
- 3.—Ejercicios sobre cálculos de pesos moleculares. Calcular los pesos moleculares de los siguientes compuestos:  
a)  $\text{HF}$ ; b)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; c)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ; d)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;  
e)  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ .
- 4.—Ejercicios sobre el conocimiento de ácidos y bases, ya sean fuertes o débiles.
- 5.—Ejercicios sobre el cálculo del volumen de la molécula gramo.
- 6.—Problemas sobre cálculo estequiométrico:  
a) Calcular la cantidad de antimonio que se puede obtener a partir de 1 Ton de "estibina" ( $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ) con una riqueza del 85% del trisulfuro de antimonio.  
b) ¿Cuántos kg de piedra caliza ( $\text{CaCO}_3$ ) al 80% de pureza y qué volumen de  $\text{HCl}$  de densidad 1.29 g/ml y que contiene 38.92% en peso de  $\text{HCl}$  son necesarios para la obtención de 2.56 moles de anhídrido carbónico?  
c) El clorato de potasio se descompone por la acción del calor, dando como productos finales cloruro potásico y oxígeno. Al calentar 30 g de  $\text{KClO}_3$ , se obtuvieron 9.329 g de oxígeno. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?  
d) ¿Cuántos gramos de precipitado se obtendrán tratando una solución que contiene 14 g de cloruro de plata con exceso de cromato potásico?  
e) Calcular cuántos moles de hidróxido cálcico hay que emplear para liberar completamente todo el amoníaco de 1 kg de cloruro amónico.

## PRACTICA DE LABORATORIO . — ESTUDIO DE LOS FENOMENOS DE OXIDACION Y REDUCCION.

OBJETO.—Ejercicios para demostrar el mecanismo de las reacciones de oxidación-reducción.

APARATOS Y MATERIALES.—Vasos de precipitados, tubos de ensayo, soporte, anillo de hierro, tela de asbesto, mechero, papel filtro, embudo. Limaduras de hierro, pedacería de cobre y de cinc, ácido clorhídrico diluido, solución de cloruro férrico, solución de sulfato cúprico, solución de ferricianuro de potasio.

## ● PROCEDIMIENTO

1.—Se ponen 10 ml de solución de cloruro férrico en un vaso de precipitados de 100 ml. Se agregan 10 ml de agua y 250 mg de limaduras de hierro. Se hierve suavemente durante 3 minutos y se filtra la solución restante para librarla del resto de las limaduras que no se hayan disuelto.

Se prueba la solución filtrada con, aproximadamente, 1 ml de solución de ferricianuro de potasio. Observar el resultado y explicarlo.

2.—En un vaso de precipitados de 100 ml, se depositan 50 ml de solución de sulfato cúprico. Se agrega una laminita de cinc y se observa qué cambio se produce. Explicar el resultado obtenido.

3.—En un tubo de ensayo se colocan unos pedacitos de cobre y se agregan 10 ml de ácido clorhídrico diluido.

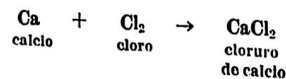
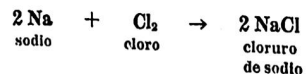
Con precaución, se acerca a la boca del tubo un cerillo encendido, agitando previamente el tubo de ensayo para activar la solución.

Observar qué les pasa a las laminitas de cobre y explicar la causa.

## ● RESULTADOS

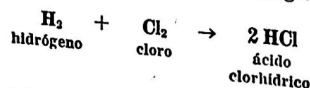
1.—Al probar la solución obtenida con ferricianuro de potasio, que es rojo, se produce una coloración azul que demuestra la existencia de ion ferroso  $\text{Fe}^{++}$ .





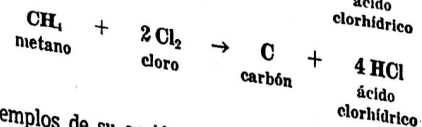
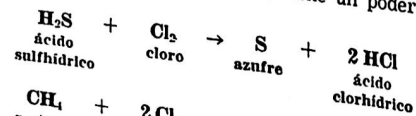
cuando se llevan a cabo estas reacciones hay producción de calor e incandescencia.

El cloro reacciona directamente con el hidrógeno:



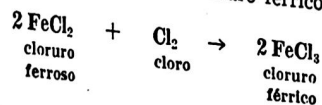
En la oscuridad esta reacción no se efectúa, pero a la luz del sol llega a ser explosiva.

Reacciona con los compuestos que contienen hidrógeno en su molécula, para formar ácido clorhídrico, es decir, tiene un poder oxidante muy grande.

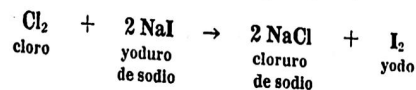
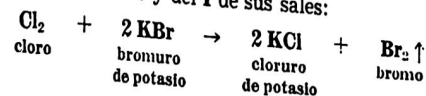


Otros ejemplos de su acción oxidante son:

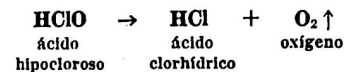
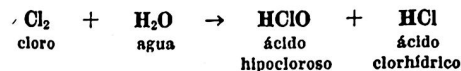
La oxidación de cloruro ferroso a cloruro férrico:



El desplazamiento del Br y del I de sus sales:



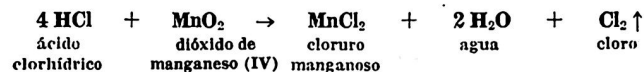
El cloro también reacciona con el agua bajo la acción de la luz:



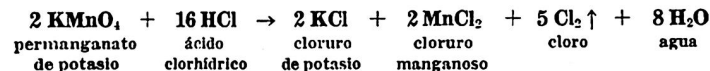
#### b) Obtención del cloro en el laboratorio.

Los procedimientos consisten en oxidar el ácido clorhídrico; el oxígeno es proporcionado por una sustancia oxidante, por ejemplo dióxido de manganeso IV, permanganato de potasio, etc.

La reacción, si se utiliza  $\text{MnO}_2$ , es:



Si se utiliza  $\text{KMnO}_4$  la reacción es:



Cuando se usa  $\text{MnO}_2$ , se mezcla éste con  $\text{HCl}$  y se calienta suavemente (Fig. 56 de la pág. 224).

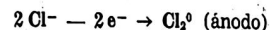
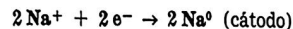
Si se utiliza  $\text{KMnO}_4$ , se pone éste dentro de un matraz con un tapón de doble orificio; en uno de los orificios se pone un embudo de separación conteniendo  $\text{HCl}$ , y en el otro el tubo de desprendimiento de cloro, sin necesidad de calentar. El  $\text{HCl}$  se agrega poco a poco.

La obtención del cloro en el laboratorio se basa en la acción oxidante de algún cuerpo sobre el hidrácido, porque en el  $\text{HCl}$  se encuentra en su forma más reducida y por lo tanto será necesario oxidarlo para pasarlo a su estado molecular.

#### c) Obtención industrial del cloro.

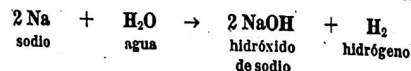
En la industria se obtiene el cloro por electrólisis del cloruro de sodio  $\text{NaCl}$  (sal común de cocina) fundido o bien en solución concentrada.

Los iones  $\text{Cl}^-$  se dirigen al ánodo, y al neutralizar sus cargas se convierten en cloro gaseoso que se desprende (el ánodo se hace de carbón porque el cloro atacaría cualquier metal). Los fenómenos que ocurren durante la electrólisis se resumen en lo siguiente:



En México la producción de cloro en 1968 fue de 64 900 toneladas.

Cuando es una solución de  $\text{NaCl}$  la que se electroliza, en el cátodo ocurren ciertos fenómenos iónicos en virtud de los cuales se producen  $\text{NaOH}$  y  $\text{H}_2$ , por la reacción del sodio con el agua de la solución:



Así pues, se obtiene en total cloro, hidróxido de sodio e hidrógeno, todos ellos productos aprovechables, siendo éste un ejemplo del ingenio de los químicos, que se esfuerzan porque no haya desperdicios en la industria. La producción de  $\text{NaOH}$  en México fue de 142 400 T en 1968.

#### d) Usos del cloro.

1°—El cloro se usa sobre todo como blanqueador. Se vende en estado líquido en botellas de hierro a presión; no ataca el hierro porque se encuentra sin agua. De hecho para que pueda blanquear (o sea oxidar) se necesita que haya humedad.

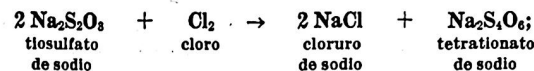
El blanqueo se efectúa ya sea con el gas mismo o con algún compuesto que desprenda cloro debido a alguna reacción previa. Por ejemplo los polvos para blanquear, los cuales se obtienen por la acción del cloro sobre la cal apagada y que están formados por una cierta mezcla de compuestos de cloro. Al ser atacada esa mezcla con ácido sulfúrico se desprende cloro.

Para efectuar el blanqueo de ciertos productos textiles (telas de origen vegetal, esto es, que no sean seda ni lana porque éstas no resisten el ataque) se comienza por introducir el cuerpo que se trata de decolorar en una solución de ácido sulfúrico y después se introduce en la solución de polvos para blanquear. El cloro se desprende dentro de la tela misma y la blanquea.

Si el cloro se dejara en exceso dentro de la tela acabaría por corroerla, y por eso hay que eliminarlo usando un "anticloro", por ejemplo el tiosulfato de sodio  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (mal llamado hiposulfito de sodio), que se emplea también en fotografía

#### VOCABULARIO

**ANTICLORO.**—Sustancia que se usa en tintorería para eliminar el cloro de las telas.



las sales que así se producen se eliminan lavando con agua.

2°—El cloro también se emplea para esterilizar agua potable y agua para tanques de natación, etc., o sea para destruir los gérmenes que pueda tener el agua, según ya se explicó en la pág. 137.

3°—Se emplea en la síntesis del ácido clorhídrico.

4°—También encuentra aplicación en la síntesis orgánica.

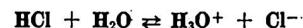
5°—Finalmente, se emplea en la fabricación de colorantes.

#### e) Ácido clorhídrico.

##### A.—Nombre, preparación, propiedades.

El cloruro de hidrógeno  $\text{HCl}$  es el gas que en solución acuosa se llama ácido clorhídrico o ácido muriático del comercio. Es un gas incoloro, venenoso, de olor sofocante.

En estado gaseoso es un compuesto covalente, pero al disolverse en agua forma una solución, por reacción:



que es un ácido fuerte. Se disuelve en la proporción de 440 volúmenes de gas por uno de agua, a  $20^\circ\text{C}$  y una atmósfera.

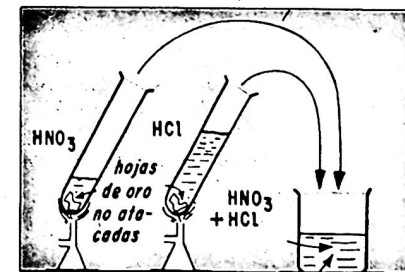
En la Práctica 13 de la pág. 233 se describe el método de preparación en el laboratorio.



##### B.—Propiedades químicas.

El ácido clorhídrico ataca todos los metales, salvo la plata, el mercurio, el oro y el platino. En cambio el agua regia, que es una mezcla de 3 volúmenes de ácido clorhídrico y uno de ácido nítrico sí los disuelve (Fig. 54).

El cloruro de hidrógeno no es combustible ni permite la combustión.



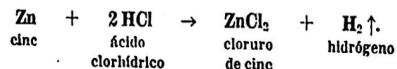
el oro desaparece y se forma una solución de cloruro de oro

Fig. 54.—El oro es atacado por el agua regia.

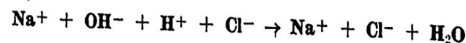
#### VOCABULARIO

**ESTERILIZAR.**—Destruir gérmenes o microbios perjudiciales a la salud.

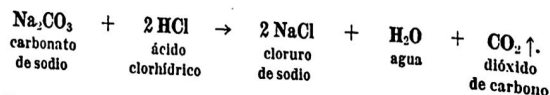
EXPERIMENTO 24.—En un tubo de ensayo se echa polvo de cinc en algo de ácido clorhídrico hasta que el polvo se disuelve completamente. Agitando y calentando para evaporar, queda en el fondo una sal (cloruro de cinc):



También se han indicado (en la pág. 106), los efectos del ácido clorhídrico sobre las bases:



y sobre los carbonatos:



En el fondo, esta reacción representa el desalojamiento de un ácido débil (el  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , que si bien no existe aislado, tiene como sal el  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) por un ácido fuerte que es el  $\text{HCl}$ .

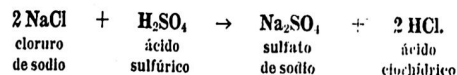
Basta acercar ácido clorhídrico a un frasco con amoníaco para que se formen humos de cloruro de amonio (Fig. 75, pág. 261).

En la página 219 se vio un caso particular del efecto del  $\text{HCl}$  sobre el  $\text{MnO}_2$ , habiéndose obtenido en aquel caso  $\text{MnCl}_2$  y  $\text{Cl}_2$ ; esa es una reacción general del ácido clorhídrico con los óxidos. Así por ejemplo, con el de plomo:



#### C.—Preparación industrial y usos del ácido clorhídrico.

En la industria el ácido clorhídrico se obtiene en forma semejante a como se obtiene en el laboratorio. Sólo que como la temperatura se eleva considerablemente, la reacción de obtención del  $\text{HCl}$  se lleva a cabo no en matraces, sino en grandes retortas de acero; la reacción ocurre como sigue:



En realidad el ácido clorhídrico es más bien un subproducto en la obtención del sulfato de sodio.

Otro método industrial de producción es por la síntesis directa del hidrógeno y el cloro, que a su vez son subproductos en la fabricación electrolítica de la sosa cáustica. En 1968 se produjeron 35 000 toneladas de  $\text{HCl}$  en México.

El ácido clorhídrico se emplea en la industria para obtener gelatina de los huesos y para hacer diversos cloruros.

Se usa para limpiar metales (Fig. 55), en la fabricación de tinturas y se usa muchísimo en los laboratorios de química, como ácido mineral, para preparar el agua regia (1 volumen de  $\text{HNO}_3$  por 3 de  $\text{HCl}$ ) y como reactivo químico.

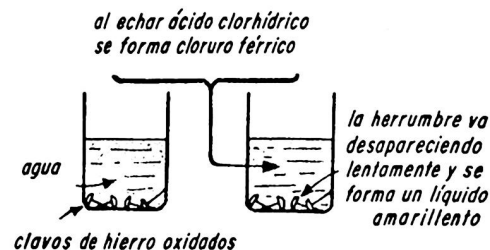


Fig. 55.—Limpieza del hierro con ácido clorhídrico.

#### f) Otros compuestos del cloro.

La gran actividad química del cloro explica que no se le encuentre libre en la Naturaleza. En cambio en la forma de  $\text{NaCl}$  (cloruro de sodio) existe en enorme cantidad en el agua de mar (25 g de sal común por cada litro de agua). En México se obtiene el  $\text{NaCl}$  por evaporación del agua de mar en las salinas que se establecen, con muy poco costo, a la orilla del mar. En 1968 se obtuvieron 4 millones de toneladas de las que 2 000 000 T se exportaron.

El cloruro de sodio es indispensable para la comida (da lugar a la formación de pequeñas cantidades de ácido clorhídrico en el estómago). Se usa también para la conservación de alimentos y para la preparación de multitud de productos químicos.

Otro compuesto del cloro muy importante de que ya se habló es el "cloruro de cal" o polvos de blanquear o cal clorada, que es una mezcla de  $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$  con cloruro de calcio y con hidróxido de calcio. No se produce en México.

El cloroformo es un compuesto de la química orgánica.



#### VOCABULARIO

RETORTA.—Vasija con cuello largo y encorvado (ver Fig. 64 y láminas al final del libro).

SALINAS.—Lugares a la orilla del mar en los que se evapora el agua para obtener la sal en ella disuelta.

A base del cloro se fabrican numerosos gases de combate que se usaron en la Primera Guerra Mundial.

El tetracloruro de carbono  $\text{CCl}_4$  es un líquido muy útil porque disuelve las grasas. En 1968 se produjeron en México 4 070 toneladas de  $\text{CCl}_4$ .

### PRACTICA.—CLORO.

**OBJETO.**—Obtención del cloro y estudio experimental de sus propiedades.

**APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES.**—Aparato de la Fig. 56; campana para extracción de gases; ácido clorhídrico, dióxido de manganeso; aguarrás, estopa; flores de colores vivos.



Fig. 56.—Preparación del cloro en el laboratorio.

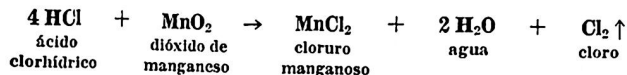
#### • PROCEDIMIENTO

1.—Se coloca un matraz en baño de María como se ve en la Fig. 56. El tubo se hace de una sola pieza y el tapón se cubre de cera porque el cloro corroe el corcho y el hule. Se ponen en el matraz unos pedazos de dióxido de manganeso  $\text{MnO}_2$  (llamado también manganosa) y se agrega ácido clorhídrico concentrado hasta cubrir los pedazos.

#### VOCABULARIO

**BAÑO DE MARÍA.**—Dispositivo para calentar un matraz, consistente en introducirlo en un depósito con agua que es la que se calienta, para que el matraz no reciba la llama directamente.

La reacción que ocurre es:



NOTA: Si no se dispone de dióxido de manganeso se puede usar clorato de potasio o permanganato de potasio (unos 10 gramos), y entonces no es necesario calentar.

El tubo de desprendimiento va a dar al fondo de un matraz u otro frasco de cristal sin color. Se observa un color amarillo verdoso en el fondo, que va subiendo hacia la boca, desalojando al aire. Una vez que el frasco está lleno se tapa con una placa de cristal untada de vaselina. Fácilmente se percibe el olor sofocante del cloro, que es muy peligroso para las vías respiratorias.

Este experimento, así como otros en los que se producen gases peligrosos, deben hacerse en la vitrina especial del laboratorio para extracción de gases o bien a la intemperie.



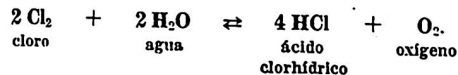
2.—Si el tubo de desprendimiento del cloro se hace llegar a un frasco con agua para que salga en burbujas, se obtiene por disolución agua de cloro.

3.—Echense en agua de cloro algunas flores de colores vivos y pedazos de tela de color. Al cabo de poco tiempo se decoloran.

4.—Un pedazo de estopa se humedece con aguarrás caliente (esencia de trementina, que es un compuesto de carbono e hidrógeno) y se echa al frasco con cloro. La estopa se quema formándose hollín (carbón) y ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ).

#### • RESULTADOS

Es posible comprobar que si el agua de cloro se deja a la luz solar directa se descompone el agua:



Así pues, el cloro es un oxidante y a eso se debe su acción decolorante (o bien a que sustrae hidrógeno de los cuerpos, ya que también es ávido de él, como lo mostró el experimento 4 de esta Práctica).



**PRACTICA.—BLANQUEO DE FIBRAS VEGETALES POR EL CLORO, EMPLEANDO POLVOS DE BLANQUEAR Y USO DE LOS ANTICLOROS.**

**OBJETO.**—Demostrar la acción blanqueadora del cloro y el uso de los anticloros en el blanqueo de fibras vegetales.

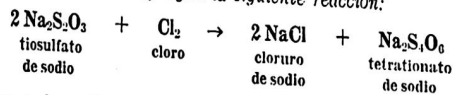
**MATERIALES Y SUSTANCIAS.**—Vasos de precipitado, agitadores de vidrio, pedazos de tela de algodón, lino, etc., de colores vivos,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  al 5%, solución de polvos de blanquear al 5%, ácido sulfúrico (1 parte de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 96% en 19 partes de  $\text{H}_2\text{O}$ ).

• **PROCEDIMIENTO**

En un vaso de precipitado colocar la solución de polvos de blanquear; en otro colocar ácido sulfúrico diluido y, finalmente, en otro vaso solución de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  al 5%.

Introducir los pedazos de tela en el vaso que contiene la suspensión de polvos de blanquear y agitar para que se empape toda la tela. Con el agitador llevar los pedazos de tela a la solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; en este paso reaccionan los compuestos de cloro con el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , dando  $\text{Cl}_2$ .

El cloro se desprende dentro de la tela y la blanquea. Después de un tiempo, se pasan los pedazos de tela a la solución de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , ya que el cloro que queda, en exceso, en la tela, acabaría por corroerla y se elimina con  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , según la siguiente reacción:



Los pedazos de tela se someten, por último, a un lavado para eliminar todos los productos que la impregnan.

A las sustancias como el  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  se las llama "anticloros". Se utilizan en la industria del blanqueo de fibras vegetales.

**CUESTIONARIO**

- 1.—¿Qué es un anticloro?
- 2.—¿Cómo se usan los polvos para blanquear?
- 3.—¿Para qué se utiliza el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en la práctica anterior?

**FLUOR, BROMO, YODO.**

**a) Propiedades del flúor, del bromo y del yodo. Obtención de los halógenos.**

Se llaman *halógenos* los elementos flúor, cloro, bromo, yodo. Son los elementos que preceden inmediatamente a los gases inertes en la clasificación periódica. Sus átomos neutros tienen un electrón menos que los correspondientes gases inertes. Presentan una gran tendencia a completar el octeto, o sea a formar una corteza electrónica exterior de ocho electrones. Eso lo logran o bien adquiriendo un electrón extra con el que forman un ion halogenuro, o bien formando un enlace covalente, o sea compartiendo un par de electrones con otro átomo.

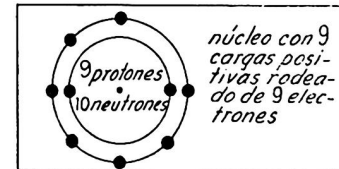
**Flúor**, símbolo **F**, del latín *fluere*, fluir. Masa atómica 19, valencia I.

**Bromo**, símbolo **Br**, del griego *bromos*, fétido. Masa atómica 79.9, valencias I, V y VI.

**Yodo**, símbolo **I**, del griego *iodes*, violeta. Masa atómica 126.9, valencias I, IV, V, VII.

**A.—Propiedades de los halógenos.**

Recordemos la Tabla de clasificación de los elementos (al final del libro) ideada por el químico para colocar los elementos de una manera ordenada. En esta Tabla vemos que en la columna VII A en que está el *cloro* se encuentran también el *flúor* (**F**) (Fig. 57), el *bromo* (**Br**) y el *yodo* (**I**). Estos cuatro elementos tienen propiedades similares que van variando en el siguiente orden:



masa atómica 19

Fig. 57.—Estructura del átomo de flúor.

Flúor	Cloro	Bromo	Yodo
Gas más energético que el cloro.	Gas muy energético.	Líquido que produce vapores fétidos.	Sólido que tiñe la piel de amarillo y se sublima al calentarse.
Monovalente masa atómica 19	Monovalente masa atómica 35.5	Monovalente masa atómica 79.9	Monovalente masa atómica 126.9

Ese grupo de elementos se llama el grupo de los halógenos, palabra que significa "productor de sal", porque con ellos se forman sales similares a las del cloro.

El flúor es un gas amarillento que ataca rápidamente los metales y otros muchos cuerpos, formando fluoruros.

El bromo es un líquido de color rojo subido de densidad 3.2. Es muy venenoso. Se combina con los metales, pero menos enérgicamente que el cloro.

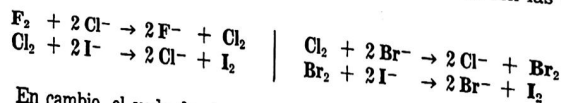


El yodo se presenta en forma de escamas aceradas de densidad 5. Tanto el yodo como el bromo se obtienen en el comercio en estado de cuerpos simples.

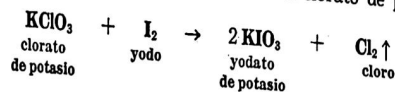
El yodo es venenoso, lo mismo que los otros halógenos. En el agua se disuelve muy poco, pero en el éter sí se disuelve. La disolución en alcohol (y con algo de yoduro de potasio) es lo que se conoce en las farmacias como *tintura de yodo*, que es muy buen antiséptico.



El flúor molecular,  $F_2$ , como es más electronegativo que los otros elementos, oxida los iones haluro de los otros halógenos porque puede extraer electrones de los aniones de esos elementos; como consecuencia de esa oxidación quedan los halógenos en libertad, de acuerdo con las siguientes ecuaciones iónicas:



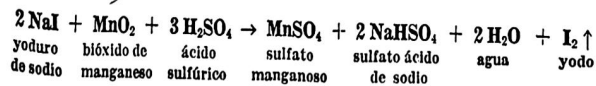
En cambio, el yodo desplaza al cloro en el clorato de potasio:



### B.—Obtención de los halógenos.

El método más empleado para la obtención de los halógenos, es el método de BERTHOLLET, que consiste en oxidar el halogenuro respectivo de un metal alcalino, mediante una mezcla oxidante de dióxido de manganeso y ácido sulfúrico.

Por ejemplo, la obtención del yodo:



### C.—Compuestos oxigenados de los halógenos.

#### 1.—Hipoclorito de sodio.

Entre los compuestos oxigenados de los halógenos tiene importancia el hipoclorito de sodio  $NaClO$ .

Se prepara haciendo pasar cloro por una solución fría de hidróxido de sodio:



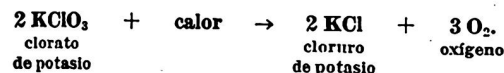
Se usa como agente oxidante en el laboratorio; para blanquear artículos de algodón y como antiséptico (por ejemplo, el producto conocido comercialmente por "Zonite"). En 1968, la producción de  $NaClO$  en México fue de 26 600 T.

#### 2.—Clorato de potasio.

El clorato de potasio ( $KClO_3$ ) se prepara haciendo pasar cloro por hidróxido de potasio en caliente:



Este compuesto tiene la propiedad de que se descompone por el calor:

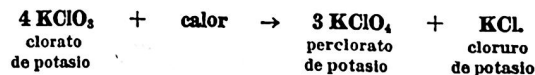


(Recuérdese su empleo en la preparación de oxígeno en el laboratorio.)

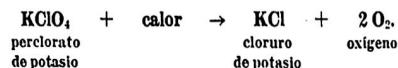
Por eso se usa en la fabricación de cerillos y explosivos. Se usa también como antiséptico. En 1967 se produjeron 12 500 toneladas de  $KClO_3$  en México.

#### 3.—Perclorato de potasio.

El perclorato de potasio ( $KClO_4$ ), se obtiene a partir del clorato de potasio, calentando este último hasta la fusión:



Aun cuando es más estable que el clorato, también se descompone por el calor:



También se usa en la fabricación de cerillos, de explosivos y de artefactos pirotécnicos, lo mismo que el  $\text{KClO}_3$ .

#### b) Yodo: disolventes y purificación. Usos del Br y I.

##### A.—Disolventes y purificación del yodo.

El yodo es muy poco soluble en agua.

Los disolventes efectivos del yodo son los disolventes orgánicos que se dividen, según el tipo de solución que forman con el yodo, en *disolventes oxigenados* y *disolventes no oxigenados*. Los primeros son aquellos con los que el yodo da *soluciones color café*, como el alcohol, éter, acetona, etc., color que se debe a los complejos compuestos que forman el  $\text{I}_2$  y el disolvente. Los disolventes no oxigenados dan con el yodo *soluciones de color violeta*, debido al  $\text{I}_2$  libre en ellas; entre dichos disolventes están el disulfuro de carbono, cloroformo, benceno y otros hidrocarburos.

**EXPERIMENTO 25.**—Si el yodo tiene impurezas, basta poner unos cristales en un tubo de ensayo y calentarlo para que al sublimarse (paso de sólido a gas directamente) y enfriarse, después, se deposite en forma de cristales puros. El gas que se forma tiene un hermoso color púrpura.

##### B.—Usos del Bromo y el Yodo.

##### 1.—Efectos fotoquímicos.

El cloruro de plata ( $\text{AgCl}$ ) y el bromuro de plata ( $\text{AgBr}$ ) tienen la propiedad de ennegrecerse bajo la acción de la luz, dejando, probablemente plata en libertad. En virtud de esa propiedad se utilizan en fotografía como se describe a continuación.

Una película o cristal transparente se recubre con una capa de gelatina que lleva en suspensión la sal de plata. Al recibir por unos instantes la luz que proviene del objeto iluminado que se fotografía, ocurre una descomposición parcial del bromuro de plata con diversas intensidades en los distintos puntos de la película sensible, según sea la intensidad de la luz que llegó a ella; se dice que la película ha quedado *expuesta*. El *revelado* consiste en introducir la placa en un líquido revelador (pirogolol, hidro-

quinona) que reduce a plata metálica los granos de bromuro de plata que habían sido afectados por la luz, pero no altera a los demás. Después, una vez que la imagen se ha revelado suficientemente, se  *fija*, o sea se elimina el bromuro de plata no alterado todavía (para evitar que al llegar nuevamente la luz a la placa se ennegrezcan las partes no afectadas originalmente por la luz); para eliminar ese bromuro de plata restante se le trata con una solución de tiosulfato de sodio, formándose una sal soluble que se elimina por lavado. En esas condiciones la imagen queda  *fijada*, pues la plata, que forma las partes negras del negativo, no es afectada ya por la luz.

En el  *negativo* así obtenido, las partes más iluminadas del objeto están en negro, pues en ellas fue donde más plata (en forma de granos muy finos) se depositó. Para obtener una prueba  *positiva* se usa otro papel con cloruro de plata sobre el que se pone el negativo y se proyecta luz, con lo que se invierte el efecto de la luz sobre la nueva película sensible; el efecto fotoquímico y el de revelado e impresión se efectúan de la misma manera que antes, salvo diversos detalles que corresponden a la técnica de la fotografía. Lo que se obtiene finalmente es una prueba  *positiva*.

En nuestro país se importan ambos elementos: bromo y yodo.

##### 2.—Otros usos de los halógenos.

El bromuro de potasio y el yoduro de potasio se usan en Medicina.

La producción en México en 1966, fue de 7 toneladas de  $\text{KI}$  y se importaron en el mismo año 1.3 toneladas.

El dibromuro de etileno se utiliza como complemento del tetraetilo de plomo que sirve como antidetonante para añadirlo a las gasolinas.

Las soluciones de yodo se usan como antisépticos. Diversos compuestos del yodo se utilizan en las industrias de colorantes.

Algunos compuestos de flúor se usan en cerámica. Se pueden citar la fluorita ( $\text{CaF}_2$ ) cuya producción en México en 1967 ascendió a 89 000 T. Flúor gaseoso, se produjo en 1968 una cantidad de 37 500 T. El uranio de las bombas atómicas se obtuvo usando el  $\text{UF}_6$ , fluoruro de uranio volátil. Con sopletes de flúor e hidrógeno se obtienen temperaturas de 4 000°C.

## VOCABULARIO

**ANTISEPTICO.**—Que sirve para impedir la infección o putrefacción.

## ACTIVIDADES

- 1.—Hacer una relación sobre el uso del cloro en el hogar y en la industria.
- 2.—Hacer listas de disolventes del yodo: a) que contengan oxígeno, b) que no contengan oxígeno.
- 3.—Hacer un cuadro comparativo de las propiedades físicas y químicas del F, Cl, Br y I, incluyendo estado físico, color, símbolo, fórmula o molécula, masa atómica, óxidos e hidrácidos que forman.

## CUESTIONARIO

## A. PRUEBA DE OPCIÓN MÚLTIPLE.

1. El cloro que se usa en las instalaciones de purificación del agua: a) destruye las bacterias, b) da un sabor especial al agua, c) mejora el color del agua, d) produce el mismo efecto que la filtración.
2. El cloro: a) se usa en estado líquido para blanquear, b) al ganar un electrón se transforma en ion negativo, c) tiene color verde pálido en estado gaseoso, d) no tiene ningún olor, e) es un elemento inerte.
3. El flúor: a) tiene 7 electrones en su nivel exterior, b) es el elemento más activo, c) se encuentra libre en la Naturaleza, d) siempre se encuentra formando compuestos, e) es un halógeno, f) no forma ácido.

## B. PRUEBA DE OPCIÓN ÚNICA.

1. El bromo en las condiciones ordinarias de presión y temperatura: a) es un sólido que sublima, b) es un gas de color café, c) es un líquido.
2. El yodo se caracteriza: a) porque se funde fácilmente, b) porque azulea el almidón, c) porque no se disuelve en alcohol.
3. El yodo se distingue del flúor: a) en que tiene diferente valencia, b) en que el yodo es mucho más activo, c) en que no es halógeno, d) en que el yodo es sólido y el flúor no, en las condiciones ordinarias del ambiente, e) el yodo tiene menos electrones.

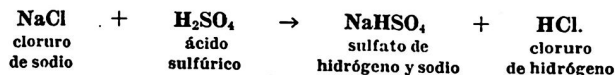
## PRACTICA.—ACIDO CLORHIDRICO.

OBJETO.—Obtención del ácido clorhídrico y estudio de sus propiedades.

APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES.—Aparato como el de la Fig. 58, embudo de seguridad de tallo largo, tubos de ensayo, vaso de precipitados; aparato de la Fig. 60 para el experimento de la fuente; campana extractora de gases, cloruro de sodio, ácido sulfúrico; papel de tornasol azul; solución de tornasol azul. (Véanse láminas al final del libro.)

## ● PROCEDIMIENTO

1.—Se prepara un aparato como el de la figura 58; utilizando un embudo de separación de tallo largo para ir dejando caer poco a poco ácido sulfúrico concentrado sobre cloruro de sodio y calentando el matraz. La reacción que ocurre es:



Por ningún motivo debe recibirse el gas en una cuba con agua para obtener inmediatamente el ácido clorhídrico, pues dada la gran solubilidad del gas en el agua, podría regresarse ésta por el tubo hasta el matraz por disminuir la presión en el interior del aparato; lo que se puede hacer es que el tubo llegue a una corta altura sobre el agua del frasco en que se recibe y éste va tapado por un cartón perforado en el centro, que sólo deja pasar el tubo de llegada.

O bien el gas se recibe en el fondo de un depósito puesto con la boca para arriba y va expulsando el aire por ser más denso que él.

Al llegar el HCl a la boca del tubo comienza a verse una neblina blanca, por formarse gotitas de ácido clorhídrico al disolverse el gas

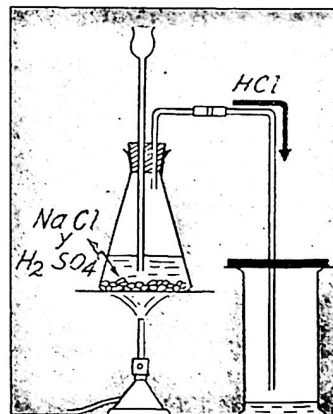


Fig. 58.—Obtención del HCl.

en el vapor de agua del aire. (Lo mismo ocurre al destapar un frasco con ácido clorhídrico.)

2.—El experimento ilustrado en la figura 59 también permite comprobar la formación de ácido clorhídrico por la reacción anterior.



Fig. 59.—El ácido sulfúrico concentrado obrando sobre el cloruro de sodio produce ácido clorhídrico.

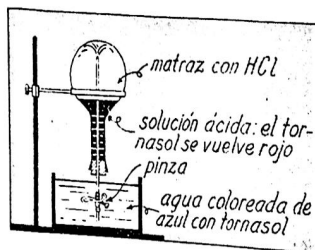


Fig. 60.—Experimento de la fuente para probar la solubilidad del cloruro de hidrógeno.

3.—Hágase con HCl el experimento de la figura 60 (semejante al de la fuente que se hace con el amoníaco, Fig. 82, pág. 277) y que consiste en llenar un matraz con cloruro de hidrógeno, preparando previamente, por una parte, un depósito con agua teñida de azul con tornasol (reacción básica) y por otra parte un tapón perforado por el que pasa un tubo que en su extremo largo va afilado en una abertura pequeña, y en el extremo corto tiene una extensión de hule cerrada con unas pinzas. Se coloca el matraz invertido y cerrado con el tapón, introduciendo el extremo corto en el agua azul. Al soltar las pinzas se disuelve el gas en el agua, disminuye la presión interior y sube lentamente el agua hacia la punta. Al llegar allí la disolución es rápida y la presión atmosférica hace que el agua salte como fuente. Al ir cayendo el agua, toma color rojo, indicando que la solución de cloruro de hidrógeno es ácida: es el ácido clorhídrico.

#### ● RESULTADOS

El ácido clorhídrico se forma al disolverse el cloruro de hidrógeno en agua, formándose así un ácido fuerte.

El HCl se disuelve en el agua en la proporción de 1 volumen de agua por 442 volúmenes de HCl, a la temperatura de 20°C.

## ESTUDIO DEL AZUFRE.

### a) Formas en que se encuentra.

Símbolo S, del latín *sulfur*, azufre. Peso atómico 32.1, valencias VI, III, IV y II.

El azufre existe al estado nativo en las regiones volcánicas (por ejemplo, el cráter del Popocatepetl y también en Italia y Japón).

En Louisiana y Texas, en los Estados Unidos del Norte, existen grandes yacimientos a profundidades de 200 m bajo la superficie de la tierra. Hay yacimientos semejantes en Veracruz, Tabasco y Tehuantepec.

El azufre presenta usualmente una de tres formas alotrópicas: rómbico (Fig. 61), monoclinico y plástico o amorfo. (Véase la Práctica 15 en la pág. 250.)

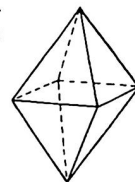


Fig. 61.—Azufre rómbico.

### b) Comparación de las propiedades de las tres formas alotrópicas.

La forma alotrópica del azufre llamada *azufre rómbico* (Fig. 61) es de color amarillo; estable a temperatura ordinaria; densidad, 2.06; calor específico, 0.172 (a 16°C); es mal conductor del calor y de la electricidad; es ligeramente soluble en algunas sustancias orgánicas, como alcohol y éter; muy soluble en sulfuro de carbono, insoluble en agua.

El *azufre monoclinico*, cristaliza en forma de agujas finas (Fig. 68), estables entre 95°C y 119°C, funde a 119°C, su densidad es de 1.96.

El *azufre plástico* no se disuelve en el disulfuro de carbono CS<sub>2</sub>. Esta forma de azufre plástico se produce porque el rápido enfriamiento impide que los átomos de azufre tomen sus posiciones correctas para formar el patrón característico de los cristales. No funden a la misma temperatura los tres tipos de azufre ni tienen la misma densidad (alrededor de 2).

El azufre es un elemento muy activo. Se combina fácilmente con los metales, como lo muestra la Fig. 13 de la pág. 65. Por eso es muy frecuente encontrar en la naturaleza los metales en forma de sulfuros, siendo éstos los minerales de los cuales se extraen los metales respectivos.

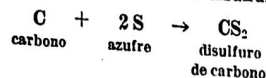
El azufre tiene usualmente valencia II y es electronegativo, o sea que está dentro del grupo de los no metales. Algunas de sus combinaciones con los metales son las siguientes:

FeS sulfuro ferroso,  
CuS sulfuro de cobre II,  
ZnS sulfuro de zinc,

Ag<sub>2</sub>S sulfuro de plata,  
PbS sulfuro de plomo II,  
HgS sulfuro de mercurio II.

Si se quema azufre en el aire se produce anhídrido sulfuroso  $\text{SO}_2$  (en este gas el azufre tiene valencia 4).

Si se hace pasar vapor de azufre sobre carbón al rojo y se condensan después los vapores resultantes se obtiene el disulfuro de carbono:



Este líquido es muy venenoso y de vapores altamente inflamables.



#### c) Obtención industrial del azufre.

Según se dijo, en los Estados Unidos del Norte existen yacimientos a cien o doscientos metros bajo el suelo. Su extracción se efectúa mediante tuberías especiales (Fig. 62) por las que se hace llegar al sitio donde está el azufre, vapor de agua sobrecalentado que funde el azufre; éste se hace subir a la superficie de la tierra, por otra tubería concéntrica a la anterior, impulsado por aire comprimido que llega por el tubo central. Ese procedimiento es el llamado de FRASCH, por el nombre de su inventor.

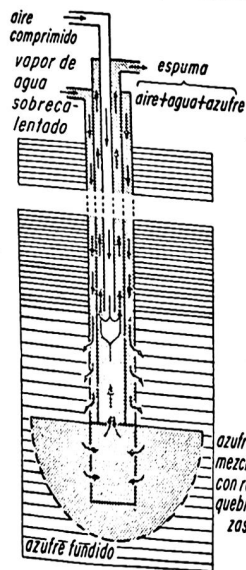


Fig. 62.—Método de Frasch para la extracción del azufre.

#### d) El azufre en México.

En la República Mexicana se extrae en escala comercial en S. L. P., en B. C., en Guerrero y en Veracruz. En 1968 la producción ascendió a 2 100 000 toneladas, de las que se exportaron 1 800 000. Solamente las exportaciones de cinc, plomo y plata rinden al país más divisas que la exportación del azufre, dentro de los productos minerales. También lo hay en el Popocatepetl y en los Es-

#### VOCABULARIO

**ALOTROPIA.**—Es el fenómeno por el cual un elemento se presenta bajo diferentes formas químicamente idénticas, pero físicamente distintas. Este fenómeno es exclusivo del estado sólido y sólo por excepción ocurre en gases, como acontece con el oxígeno.

#### e) Usos del azufre

tados de Durango, Coahuila, Sonora, Querétaro, Jalisco, Puebla, Aguascalientes y Chiapas.

En los pozos de la región petrolera de Poza Rica, el gas natural contiene ácido sulfhídrico, del que ya se extrae una cantidad considerable de azufre.

En el domo de San Cristóbal, en el Istmo de Tehuantepec, se ha encontrado un gran yacimiento de azufre. Se cree que contiene unos 9 000 000 de toneladas, con lo que México vendrá a ser el primer competidor serio de los E.U., en azufre.

#### e) Usos del azufre.

El azufre se emplea en la fabricación del ácido sulfúrico, del anhídrido sulfuroso y del disulfuro de carbono. Este último líquido se usa a su vez en la fabricación de la seda artificial a partir de la madera.

También se emplea el azufre en la fabricación de cerillos y de pólvora negra.

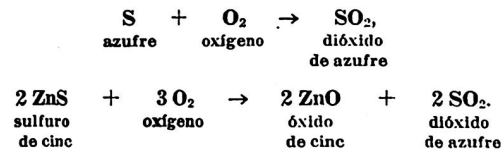
Se usa en la vulcanización del caucho (se llama vulcanización el proceso a que el caucho se somete para hacerlo compacto y más o menos duro, quitándole lo pegajoso del caucho natural). Para ello se calientan ambas sustancias a unos 140°C. La cantidad de azufre varía de 4% a 40% según el grado de dureza que se desee impartir al caucho.

En ungüentos, se usa el azufre para enfermedades de la piel. En forma de polvo (flor de azufre) se emplea para destruir ciertos hongos de algunas plantas (fungicida).

#### A.—Dióxido de azufre o anhídrido sulfuroso.

##### 1.—Propiedades.

El dióxido de azufre  $\text{SO}_2$  se produce al quemar azufre o algún sulfuro:



#### VOCABULARIO

**SOBRECALENTADO.**—Se llama vapor de agua sobrecalentado aquel que tiene una temperatura de más de 100°C y una presión de más de una atmósfera.

**FUNGICIDA.**— Sustancia empleada

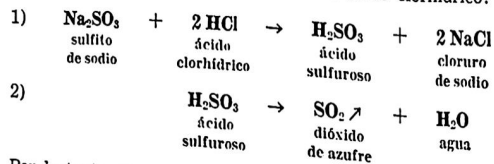
para destruir hongos.

**DOMO.**— Cierta tipo de formación geológica en forma de cúpula.

**FLOR DE AZUFRE.**—Azufre en forma de polvo.



El  $\text{SO}_2$  se obtiene en el laboratorio por la reacción entre un ácido diluido y sulfito de sodio. Por ejemplo, usando ácido clorhídrico:



Por lo tanto, como se ve en las reacciones, ocurre que el radical de un ácido débil es desplazado por el radical de un ácido fuerte, obteniéndose el ácido débil. Sin embargo, el ácido sulfuroso es inestable y la reacción 2, es la reacción de descomposición del mismo, con lo que se obtiene el  $\text{SO}_2$ .

Es un gas incoloro muy denso, de olor irritante característico (a "azufre quemado"). Su densidad es doble de la del aire. Se licúa muy fácilmente, con poco enfriamiento y baja presión. (El  $\text{SO}_2$ , el  $\text{CO}_2$  y el  $\text{NH}_3$  se pueden licuar por pura compresión a la temperatura ambiente.)

No es combustible ni mantiene una combustión. Con agua forma ácido sulfuroso ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) que es un ácido inestable que fácilmente toma el oxígeno de los cuerpos que lo rodean formando ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), el cual es muy estable; así pues, es un reductor muy energético.

## 2.—Obtención industrial del $\text{SO}_2$ .

En la industria se obtiene por tostación del azufre o de las piritas (este es el nombre que llevan los minerales constituidos por sulfuros metálicos); esos son los métodos que corresponden a las reacciones de la página anterior, la segunda reacción es aplicable también al sulfuro de plomo o al de hierro. La producción de  $\text{SO}_2$ , en México, en 1966, fue de 3 200 toneladas.

## 3.—Usos del dióxido de azufre.

Se emplea en la fabricación del ácido sulfúrico.

Se usa para refrigeradores como líquido que se enfria al dilatarse bruscamente y se licúa fácilmente al comprimir.

## VOCABULARIO

PIRITA.—Mineral formado por algún sulfuro metálico.

TOSTACION.—Proceso al que se someten algunos minerales, que consiste en calentarlos en un horno.

Se emplea también para blanquear seda, lana, paja y otros cuerpos que serían dañados si se blanquearan con cloro.

Este poder decolorante se debe a que el  $\text{SO}_2$  forma compuestos incoloros inestables con los pigmentos coloreados de esos cuerpos, pero como esos compuestos incoloros son inestables, el efecto blanqueador pocas veces es permanente.

Como destruye fácilmente gérmenes y bacterias es muy usado como desinfectante y fumigador.

Se emplea para la fabricación del "bisulfito" de calcio  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$  (o sulfito de hidrógeno y calcio) que se usa en la fabricación del papel.

## PRINCIPALES ACIDOS DEL AZUFRE.

### a) Acido sulfhídrico $\text{H}_2\text{S}$ .

Este ácido se produce en algunos manantiales a los que se les atribuye propiedades curativas (aguas mal llamadas sulfurosas, debiendo decirse sulfhídricas). También se produce por la descomposición pútrida de materia orgánica que contiene azufre. Se presenta también en las fumarolas volcánicas, en el gas de los pantanos y en los gases del petróleo.

#### A.—Propiedades físicas.

Es un gas incoloro de olor desagradable. Es bastante soluble en agua. Se puede licuar a  $12^\circ\text{C}$ , bajo una presión de 15 atmósferas. A la presión atmosférica, su punto de solidificación es de  $-85.6^\circ\text{C}$  y el de ebullición de  $-60.7^\circ\text{C}$ .

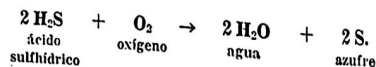
#### B.—Propiedades químicas.

Este gas, en concentraciones relativamente altas, es venenoso, aunque menos que otros gases, como el  $\text{CO}$  y el  $\text{HCN}$ . En solución acuosa constituye propiamente el ácido sulfhídrico, de reacción débil. El nombre

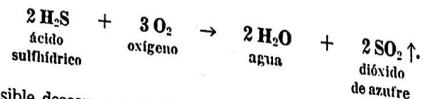
## VOCABULARIO

FUMIGAR.—Someter un recinto destinado a habitación, a almacenamiento de productos alimenticios, etc., a la acción de humos, vapores, etc., que puedan destruir gérmenes nocivos que existan en el recinto.

correcto del gas es *sulfuro de hidrógeno*; es combustible en presencia del oxígeno, ardiendo con llama azul. Cuando la combustión es incompleta se produce S y H<sub>2</sub>O:

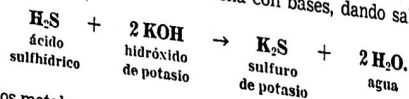


Cuando la combustión es completa, en exceso de oxígeno, se forma dióxido de azufre:



Es posible descomponerlo térmicamente a 400°C y se empieza a disociar en H<sub>2</sub> y S, y a 1200°C la descomposición es completa.

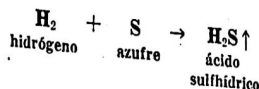
Dada su naturaleza ácida, reacciona con bases, dando sales; por ejemplo:



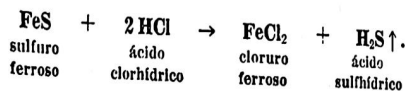
Con los metales se combina a temperaturas elevadas con unos y a bajas temperaturas con otros; así, la plata que se utiliza en artículos del hogar, se cubre de una capa delgada de sulfuro de plata, debido a la combinación del H<sub>2</sub>S del aire con el metal.

### C.—Obtención.

1.—El H<sub>2</sub>S se puede obtener por síntesis directa, haciendo reaccionar hidrógeno con azufre caliente:



2.—En el laboratorio se obtiene generalmente a partir de *pirita* o sulfuro ferroso (en especial cuando se necesita el ácido sulfhídrico para usarlo como reactivo químico). El sulfuro se hace reaccionar con un ácido fuerte diluido:



EXPERIMENTO 26.—La reacción se efectúa en el sulfhidrador que es un aparato como el que se muestra en la figura 63.

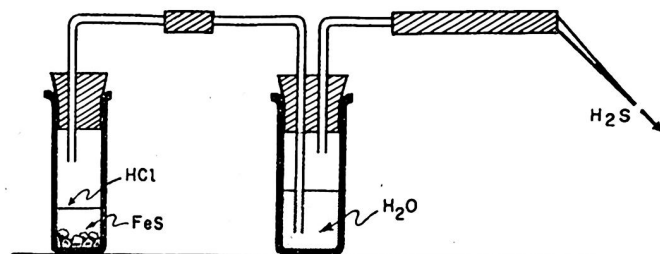


Fig. 63.—Obtención del ácido sulfhídrico.

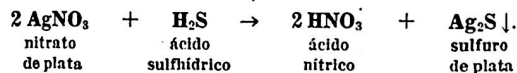
En el primer frasco se tienen el sulfuro ferroso y el ácido; el H<sub>2</sub>S que se produce, se desprende por un tubo por medio del cual se hace burbotear en el agua del segundo frasco, lo cual tiene por fin librar al ácido sulfhídrico de las impurezas que arrastra. Finalmente el H<sub>2</sub>S sale por el tubo terminado en punta para poder introducirlo fácilmente en los tubos de ensayo donde se quiera hacer reaccionar el ácido sulfhídrico con otras sustancias.

3.—A veces la preparación se hace en un aparato de Kipp.

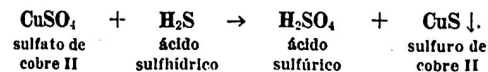
### D.—Usos y compuestos del H<sub>2</sub>S.

Se usa mucho en los laboratorios de química como *reactivo*, ya que fácilmente se desprende de su hidrógeno y por tanto obra como reductor, según se detalla a continuación:

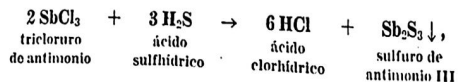
1º Una de las aplicaciones del H<sub>2</sub>S como reactivo deriva de que muchos sulfuros metálicos son insolubles. En química analítica se hacen experimentos como el siguiente: se hace pasar una corriente de H<sub>2</sub>S burbujeando por una solución de AgNO<sub>3</sub> y se forma un precipitado negro de Ag<sub>2</sub>S, según la siguiente reacción:



En vez del H<sub>2</sub>S gaseoso, se puede usar una solución saturada del mismo; si se agrega una solución de CuSO<sub>4</sub> se obtiene un precipitado café oscuro de sulfuro cúprico, según la siguiente reacción:

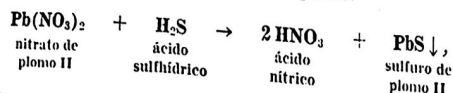


En la misma forma se puede efectuar la siguiente reacción:



obteniéndose sulfuro de antimonio de color naranja.

Si el experimento se hace con nitrato de plomo:

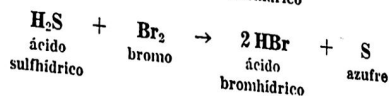
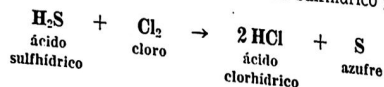


el precipitado es negro.

Con  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  la reacción es similar a la anterior y el sulfuro de cadmio obtenido es amarillo.

En los siguientes casos el  $\text{H}_2\text{S}$  funciona como *reductor*:

El cloro y el bromo reaccionan con el ácido sulfhidrico gaseoso y seco.



En 1966 en México se produjeron 2 500 T de  $\text{H}_2\text{S}$  además de que se importó cierta cantidad.

#### b) Acido sulfúrico.

##### A.—Estado natural.

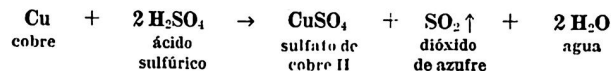
El ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se encuentra en la Naturaleza no en estado libre, sino formando sulfatos de los cuales el más conocido es el yeso  $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ .

**Nota:** Esta fórmula nos indica que además del  $\text{CaSO}_4$ , hay dos moléculas de agua, por lo cual se llama sulfato de calcio hidratado. Al agua que está agregada en forma de moléculas enteras al  $\text{CaSO}_4$  se le llama agua de cristalización. Si se calientan suficientemente los cristales del  $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  pierde su agua de cristalización y se obtiene el  $\text{CaSO}_4$  anhidro. Esta es una propiedad que tienen otras muchas sales.

#### B.—Propiedades físicas y químicas.

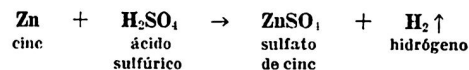
El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es un líquido de densidad 1.84. No tiene color ni olor cuando está puro. Por su aspecto aceitoso se le conoce en el comercio como aceite de vitriolo.

El ácido sulfúrico es un ácido fuerte; reacciona con casi todos los metales. La reacción con los metales situados debajo del hidrógeno en la serie electroquímica, produce siempre  $\text{SO}_2$  como producto de la descomposición del ácido. Por ejemplo, la reacción con cobre:

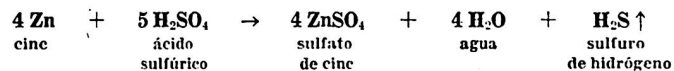


Para que se produzca esta reacción, el cobre debe estar en forma de limaduras (para que presente una gran superficie de contacto), y el ácido debe estar concentrado y caliente.

La reacción con los metales que están encima del hidrógeno en la serie electroquímica se efectúa en frío y con el ácido diluido: siempre se obtiene hidrógeno. Por ejemplo, con cinc:



Si el ácido está concentrado, se produce sulfuro de hidrógeno:



**EXPERIMENTO 27.**—En un tubo de ensayo se pone agua hasta la mitad y se va agregando ácido sulfúrico poco a poco. Al quedar casi lleno el tubo se notará que se ha calentado notablemente.

Al diluir ácido sulfúrico nunca debe agregarse el agua al ácido porque podría desarrollarse calor con tan gran rapidez que se evaporarían las primeras gotas de agua y saldría disipado el ácido produciendo quemaduras peligrosas.



**EXPERIMENTO 28.**—El ácido sulfúrico absorbe con avidez el agua, por eso se le usa como desecador ya que toma el agua del ambiente en el sitio en que se encuentra (Figs. 64 y 65).

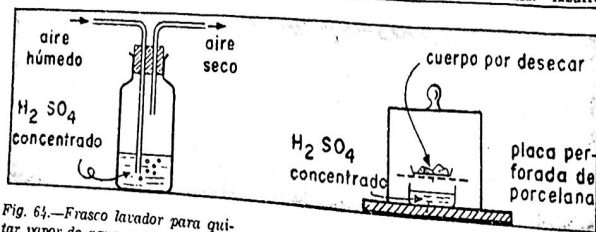


Fig. 64.—Frasco lavador para quitar vapor de agua a gases con los cuales no reacciona el  $H_2SO_4$ .

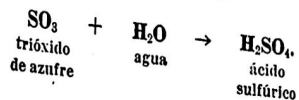
Fig. 65.—El ácido sulfúrico se usa como desecador.

**EXPERIMENTO 29.**—En un tubo de ensayo se ponen unos trocitos de azúcar y se le echa algo de ácido sulfúrico concentrado. Si se calienta ligeramente, el azúcar se carboniza. Esto se debe también a la avidez que tiene el ácido sulfúrico por el hidrógeno y el oxígeno, los cuales extrae del azúcar dejando sólo el carbono.

### C.—Obtención industrial del ácido sulfúrico.

La obtención del  $H_2SO_4$  se resume en lo siguiente:

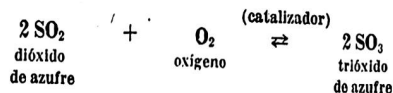
- 1º Obtener  $SO_2$ .
- 2º Agregarle oxígeno para obtener  $SO_3$ .
- 3º Agregarle agua para tener finalmente



Las maneras como se efectúan esos procesos en la actualidad son dos:

#### 1.—Método de contacto o catalítico.

Por combustión del azufre se obtiene  $SO_2$ . Después se mezcla el  $SO_2$  con aire y se eleva la temperatura a unos  $400^\circ C$  en presencia de un catalizador (polvo de platino o pentóxido de vanadio); de esa manera se forma el  $SO_3$ , de acuerdo con la siguiente reacción reversible:



El trióxido de azufre no se hace llegar directamente al agua para obtener el  $H_2SO_4$ , sino que se da un paso intermedio consistente en recibir el  $SO_3$  en ácido sulfúrico y después el producto resultante ( $H_2SO_4$  saturado con  $SO_3$ , que se llama **óleum**) es el que se combina con el agua, para obtener finalmente el  $H_2SO_4$  concentrado y muy puro. Esta manera indirecta de proceder es mucho más eficaz que la combinación directa de  $SO_3$  (en gotitas) con el agua, la cual se hace con mucha dificultad. Al  $H_2SO_4$  saturado de  $SO_3$ , se le da el nombre de **óleum**, cuya producción en México ascendió a 38 000 T en 1968.

#### 2.—Método de las cámaras de plomo.

En este caso el  $SO_2$  proviene de la combustión de las piritas (sulfuros metálicos) o del azufre cuando se dispone de él.

Se purifica ese gas y se le agrega aire y óxido nítrico ( $NO$ ) procedente de ácido nítrico que se proporciona antes de entrar a unas grandes cámaras de plomo en las que recibe una lluvia de agua esa mezcla de gases.

Las reacciones que ocurren son complicadas, pero en resumen se reducen a lo siguiente:



Como se ve, se reconstituye el óxido nítrico y queda disponible para usarse de nuevo.

Por este procedimiento no se obtiene el ácido sulfúrico con el grado de pureza tan grande que se obtiene por el método de contacto, pero es suficiente para la fabricación de superfosfatos que son productos fertilizantes.

#### D.—Usos del ácido sulfúrico.

Prácticamente no hay industria, en la que intervengan procesos químicos, en la que no tenga que usarse el ácido sulfúrico, por ejemplo en la fabricación de ácido nítrico y de ácido clorhídrico.

Se emplea para limpiar metales. También se usa para llenar acumuladores eléctricos.

En la fabricación de colorantes, fertilizantes, glucosa y explosivos.

En la fabricación de varios productos necesarios para las industrias del papel, del vidrio y de la celulosa.

En la refinación del petróleo.

Finalmente, es a tal grado importante el ácido sulfúrico que los países que lo producen en mayor cantidad son los más adelantados industrialmente.

#### E.—El ácido sulfúrico en México.

En México se obtiene ácido sulfúrico por el método de contacto, usando pentóxido de vanadio como catalizador.

En San Luis Potosí y en Nueva Rosita, Coah., la materia prima (el  $\text{SO}_2$ ) es la que proviene de los gases de tostación de minerales sulfurados de plomo y zinc (antes de aprovecharse con este fin esos gases eran material desperdiciado).

Hay instalaciones de fabricación de ácido sulfúrico en el Distrito Federal; Cuautitlán y San Bartolo en el Estado de México; Minatitlán, Ver., C. Madero y Tampico, en el estado de Tamaulipas.

El 50% del ácido sulfúrico que se produce se consume en el país en fertilizantes y el resto en explosivos, artillería, fierro y acero, petróleo, diversas industrias y muy poco para exportación. Si se produjera más podría exportarse a los Estados Unidos del Norte y es de esperarse que eso se haga pronto, porque la capacidad instalada excede a las necesidades de consumo. La producción en 1968 fue de 780 000 T.

Sin embargo, el consumo nacional de ácido sulfúrico se cubre en la actualidad casi íntegramente con la producción interna, aunque nuestro país todavía elabora muy poco ácido sulfúrico en relación con otros países, por lo que México todavía debe considerarse atrasado en lo que respecta a la industrialización mundial.

Dentro de la política de exportaciones del país, también es de considerarse que México exporta una gran cantidad de azufre, y que sería preferible que se fabricara  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , pues se tendrían mayores beneficios económicos para el país.

#### F.—Compuestos del $\text{H}_2\text{SO}_4$ y sus usos.

El sulfato de sodio hidratado  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  se utiliza en la fabricación del carbonato de sodio  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , que es la sosa del comercio y que se emplea en la industria del jabón, en la del vidrio, en la industria del papel, en los textiles y para ablandar el agua (véase párrafos 8 y 9, pág. 154).

#### VOCABULARIO

**ACUMULADOR.**—Elemento generador de energía eléctrica por procesos químicos. Se llama usualmente batería, aunque este nombre es aplicable a cualquier grupo de pilas o acumuladores.

El sulfato de sodio hidratado se emplea en la fabricación de tinturas. (También se usa en Medicina como laxante, llamándose sal de Glauber.)

El sulfato de potasio  $\text{K}_2\text{SO}_4$  se usa como abono. Actualmente en México todavía se importa.

El sulfato de amonio  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  se usa también como fertilizante. La producción en 1968 fue de 301 000 T.

Ya se indicó que el  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  o sulfato de calcio es el yeso cristalizado. Calentándolo pierde parte de su agua de cristalización y se obtiene el yeso cocido que se usa en las construcciones en virtud de que, si se le agrega agua, endurece, o sea "fragua", al volver a tomar su agua de cristalización y recuperar su forma cristalina original. No se emplea en sitios expuestos a la intemperie por su escasa dureza y porque se disuelve en el agua, si bien muy poco. Con yeso, carbonatos y goma se fabrica la tiza para escribir en pizarrón.

El sulfato ferroso  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cristalina que se llama en el comercio, *vitriolo verde*. Se emplea en la fabricación de tinta. Calentado intensamente da pigmentos cafés, amarillos, rojos (según la temperatura), que se usan para pinturas, para colorear cemento, etc.

El sulfato cúprico  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  se presenta en forma de hermosos cristales azules. Se llama *caparrosa* o *vitriolo azul* y se usa para extirpar los hongos parásitos de algunas plantas. También se usa para galvanoplastia (para cubrir de cobre otros metales).

**EXPERIMENTO 30.**—En un tubo de ensayo se ponen unos cristales azules de sulfato cúprico hidratado (Fig. 66) y se calienta suavemente (a no más de  $250^\circ\text{C}$ ). Se observa que las paredes del tubo se van empañando con vapor de agua. En el fondo del tubo queda un polvo blanco de sulfato cúprico anhidro; ese producto blanco en contacto con la humedad recupera el color azul.

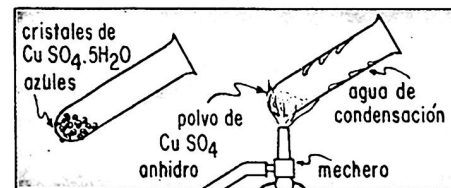


Fig. 66. —Deshidratación de los cristales de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

#### VOCABULARIO

**FRAGUADO.**—Se llama así el endurecimiento que sufren diversos materiales (yeso, cal, cemento) al agregarles agua, la que da lugar a diversas reacciones.

**COMPUESTO HIDRATADO.**—Compuesto que contiene una o más moléculas de agua agregadas a las moléculas o iones que lo forman.

**PIGMENTO.**—Materia colorante.

Si se echa ácido sulfúrico concentrado en un tubo que contenga cristales azules de sulfato cúprico, lentamente va cambiando el color de los cristales hasta tenerse sulfato cúprico anhídrido de color blanco, debido a que el ácido sulfúrico deshidrata los cristales azules.

El yeso es objeto de explotación industrial secundaria que en nuestro país se efectúa en el Distrito Federal, Morelos, Puebla, Durango, México y Nuevo León.

### CUESTIONARIO

1. ¿Qué diferencia hay entre hidrácidos y oxidácidos?
2. ¿Cómo existe el azufre en la Naturaleza y cómo se extrae?
3. Indique las formas alotrópicas del azufre describiendo brevemente su obtención y propiedades.
4. ¿Qué compuestos se forman con el azufre y los siguientes metales: hierro, cobre y zinc? — ¿Qué valencia tienen todos esos elementos?
5. Escribese la ecuación de producción del ácido sulfhídrico a partir del sulfuro ferroso y el ácido clorhídrico.
6. ¿Por qué obra como reductor el ácido sulfhídrico?
7. Indíquense algunos usos del azufre.
8. ¿En qué consiste la vulcanización del caucho?
9. Escribense las ecuaciones de producción del anhídrido sulfuroso quemando azufre y tostando sulfuro de zinc.
10. El "azufre quemado" ¿es realmente azufre? — ¿Qué es?
11. Describese un experimento que ponga de manifiesto las propiedades blanqueadoras del dióxido de azufre. — ¿Qué cuerpos pueden blanquearse con  $\text{SO}_2$  y cuáles con cloro?
12. Escribese la reacción de obtención del dióxido de azufre a partir del cobre y del ácido sulfúrico. (Véase la Práctica 16.)
13. ¿Qué gases se utilizan en refrigeradores y en virtud de qué propiedad efectúan el enfriamiento?
14. Explique la importancia que tiene el ácido sulfúrico en la industria.
15. ¿Qué es el aceite de vitriolo?
16. ¿Por qué se usa el ácido sulfúrico como desecador?
17. ¿Qué significa que el ácido sulfúrico desaloja muchos ácidos de sus combinaciones? — Ponga un ejemplo.
18. ¿Cómo se averigua si una sustancia tiene el ion sulfato?
19. Describa brevemente en qué consiste el método de contacto para obtener el ácido sulfúrico.

20. Indique algunos usos del ácido sulfúrico.
21. Explique el significado de la fórmula  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . ¿Qué es la sal de Glauber y para qué se usa?
22. Escriba las fórmulas de dos sulfatos que se usan como abonos.
23. ¿Qué es el  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ? — ¿Cuál es el yeso que se usa en las construcciones? ¿Qué proceso químico ocurre al fraguar el yeso? — ¿Qué ventajas y qué inconvenientes presenta su uso?

### PRACTICA. — OBTENCION DEL BROMO Y DEL YODO Y ESTUDIO DE SUS PRINCIPALES PROPIEDADES.

**OBJETO.**—Obtención del bromo y del yodo. Experimentar poniendo de manifiesto sus propiedades.

**APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES.**—Cualquiera de los aparatos de la Fig. 67; bromuro de potasio; yoduro de potasio, dióxido de manganeso, ácido sulfúrico; engrudo de almidón.

#### ● PROCEDIMIENTO

1.—Tanto el bromo como el yodo se obtienen en el laboratorio por el método de Berthollet que consiste en tratar el  $\text{KBr}$  (bromuro de potasio) o el  $\text{KI}$  (yoduro de potasio) con  $\text{MnO}_2$  y con  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; se calienta en una retorta o en una instalación similar y el bromo destilado se recibe en un matraz refrigerado (Fig. 67).

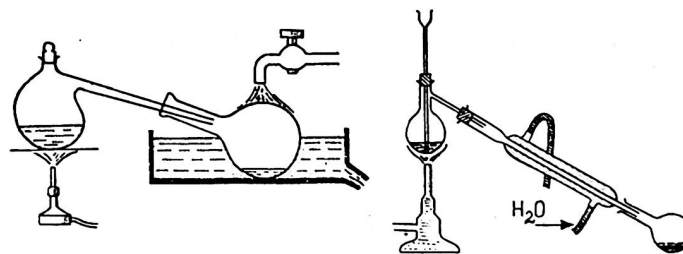
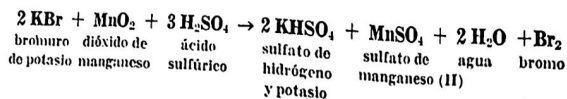


Fig. 67.—Obtención del bromo por el método de Berthollet.



La reacción que se produce es la siguiente:



En el caso de la obtención del yodo el procedimiento es el mismo descrito para el bromo con la variante de que no se destila sino que se recoge sublimándolo.

2.—Si a una solución de yodo se le echan unas gotas de engrudo de almidón se obtiene un color azul característico, que desaparece al calentar. De esa manera se puede reconocer si una sustancia contiene yodo libre. Se dice que el almidón es un reactivo del yodo. Recíprocamente, si se echan unas gotas de solución de yodo en engrudo de almidón, éste toma una coloración azul. Así pues, el yodo es a su vez un reactivo del almidón.

## PRACTICA. — ESTUDIO DE LAS PROPIEDADES DEL AZUFRE.

OBJETO.—Estudio del azufre. Poner de manifiesto sus principales propiedades.

APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES.—Crisol, tubos de ensayo, mechero Bunsen; baño de María; disulfuro de carbono, flor de azufre. (Véanse láminas al final del libro.)

### • PROCEDIMIENTO

1.—Se disuelve un poco de flor de azufre en disulfuro de carbono ( $\text{CS}_2$ ). Hay que tener en cuenta que para disolver una cantidad suficientemente grande de azufre, es necesario calentarlo en baño de María y no directamente, pues los vapores de disulfuro de carbono son sumamente inflamables. Una vez disuelto el azufre, se filtra la solución y se deja evaporar. Si la evaporación se realiza muy lentamente se formarán hermosos cristales rómbicos como el de la figura 61, que es como se presenta el azufre ordinariamente.

2.—Si se calienta el azufre en un crisol, al llegar a  $114^\circ\text{C}$  se funde. Al enfriarse forma una costra en su superficie. Si se perfora la costra en dos lugares y se vacía el azufre, en las paredes del crisol se verá que se han formado unas agujas transparentes y alargadas de azufre monoclínico que, al cabo de unos días, pierden su transparencia, recobrando su color amarillo característico (Fig. 68).



Fig. 68.—Cristalización del azufre fundido en agujas alargadas monoclínicas.

3.—Al fundirse el azufre adquiere la forma de un líquido muy fluido de color amarillo pálido y que, al seguir calentando, se torna viscoso y café rojizo, a  $180^\circ\text{C}$ , y negro y menos viscoso, a  $444^\circ\text{C}$ . Si en esta última condición se vacía en agua, se forma azufre amorfo que se puede estirar como si fuera hule. Al cabo de cierto tiempo pierde su plasticidad y se forman los usuales cristales rómbicos.

## PRACTICA DE LABORATORIO. — DIOXIDO DE AZUFRE.

OBJETO.—Obtención del dióxido de azufre y estudio de sus propiedades.

APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES.—Aparato de la Fig. 69, vaso de precipitados, tubos de ensayo; pedazos de cobre, ácido sulfúrico concentrado; flores de colores vivos.

### VOCABULARIO

CRISOL.—Depósito de material que soporta muy altas temperaturas.

## ● PROCEDIMIENTO

1.—Se prepara un aparato como el de la Fig. 69, se ponen trozos de cobre, un poco de ácido sulfúrico concentrado y se calienta. El  $\text{SO}_2$  va desalojando el aire. La reacción es:



Fig. 69.—Preparación del  $\text{SO}_2$  en el laboratorio.

2.—Se disuelve muy fácilmente en agua, con la que forma ácido sulfuroso  $\text{H}_2\text{SO}_3$  que enrojece el tornasol azul (Fig. 70).

3.—En un frasco que contenga una solución de  $\text{SO}_2$  se echan unas flores de colores vivos. En corto tiempo las flores se decoloran (Fig. 71). El  $\text{SO}_2$  en solución acuosa tiene propiedades reductoras.

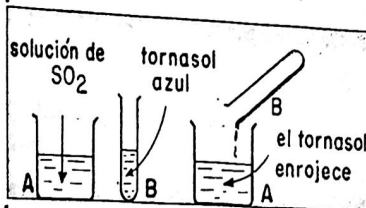


Fig. 70.—La solución del dióxido de azufre enrojece al tornasol.

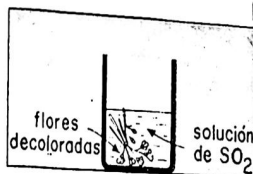


Fig. 71.—El ácido sulfuroso tiene propiedades decolorantes.

# PRACTICA DE LABORATORIO. — OBTENCION DE ACIDO SULFHDRI- CO Y DE SULFUROS, ESTUDIO DE SUS PROPIEDADES.

OBJETO.—Estudio del ácido sulfhídrico. Poner de manifiesto sus propiedades más importantes.

APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES. — Tubos de ensayo; sulfuro ferroso; ácido clorhídrico, sulfuro de sodio, nitrato de plata, cloruro de antimonio (III).

1.—Atacando sulfuro ferroso con ácido clorhídrico (Fig. 72) se obtiene lo siguiente:

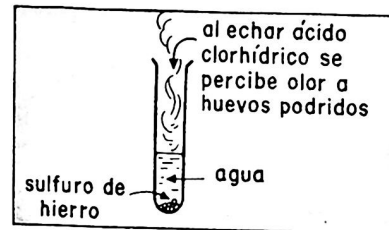
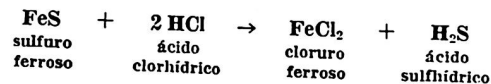


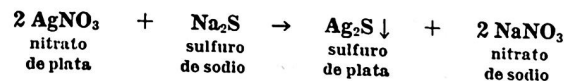
Fig. 72.—Formación de  $\text{H}_2\text{S}$ , ácido sulfhídrico.



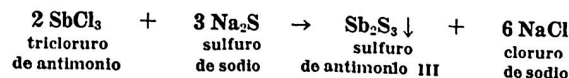
El ácido sulfhídrico es un gas incoloro que huele a huevos podridos o, mejor dicho, lo contrario. Es muy venenoso. Es ácido débil que apenas enrojece el tornasol.

2.—Se prepara una solución, disolviendo 0.4 g de  $\text{Na}_2\text{S}$  en 10 ml de agua destilada. Se prepara otra solución con 0.85 g de  $\text{AgNO}_3$  en 5 ml de agua, en un tubo de ensayo. En un tercer tubo se diluye 1.15 g de cloruro de antimonio III en 5 ml de agua.

a).—En el tubo con la solución de  $\text{AgNO}_3$  se vierten unas gotas de solución de  $\text{Na}_2\text{S}$ , formándose un precipitado negro:



b).—En el tubo con la solución de  $\text{SbCl}_3$  se añaden unas gotas de la misma solución de  $\text{Na}_2\text{S}$  y se forma un precipitado naranja:



c).—Con compuestos de arsénico o de cadmio da un precipitado amarillo.

d).—Con compuestos de plomo o de mercurio da precipitado negro.

e).—Con compuestos de zinc da precipitado blanco.

● RESULTADOS

1.—Escriba la reacción que se efectúa al producirse el precipitado negro.

2.—Proceda en la misma forma con el precipitado anaranjado.

**PRACTICA . — GRABADO DE VIDRIO  
CON ACIDO FLUORHIDRICO.**

**OBJETO.**—Experimento para demostrar la acción del ácido fluorhídrico sobre el vidrio (grabado del vidrio).

**APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES.**—Depósito de plomo, de porcelana, o en último caso una cazuela, trípode, mechero, punzón, fluoruro de calcio (fluorita o espato flúor,  $\text{CaF}_2$ ), ácido sulfúrico; alcohol, cera, placa de vidrio.

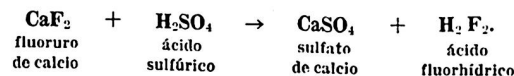
● PROCEDIMIENTO

El ácido fluorhídrico se puede utilizar para grabar vidrio como sigue:

El vidrio por grabar se cubre con una capa de cera en la que se hacen los trazos o dibujos deseados con un punzón, para descubrir el vidrio en los sitios en que deberá ser atacado.

En un depósito de plomo o de porcelana se ponen unos cuantos gramos de espato flúor en polvo y se agrega ácido sulfúrico para

formar una pasta. Se calienta la mezcla y se desprende ácido fluorhídrico según la siguiente reacción:



(Importante: no deben aspirarse los humos que se desprenden porque son muy venenosos.)



Se tapa el depósito con la placa de vidrio colocando la capa de cera hacia abajo. Al cabo de algunos minutos se quita la placa, se lava la cera con alcohol o bien con agua muy caliente y se verán, grabados en el vidrio, los trazos que se habían dejado descubiertos.

## UNIDAD X

### NITROGENO. FOSFORO

#### a) Estudio del nitrógeno.

Símbolo N, del latín y griego: *nitro-genium*, generador de nitro. Peso atómico 14.0; valencias: II, III, IV y V.

#### A.—Cómo existe en la Naturaleza.

El nitrógeno es un gas sin color ni olor que forma el 78 por ciento del volumen del aire atmosférico. En el aire se encuentra mezclado y no combinado, pudiendo separarse del aire líquido por destilación. En forma de nitrato de sodio  $\text{NaNO}_3$  se encuentra en Chile en grandes cantidades. Se encuentra además en la materia orgánica (vegetal y animal), siendo indispensable para su vida.

#### B.—Propiedades físicas y químicas del nitrógeno.

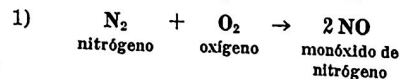
Es algo menos denso que el aire y se disuelve en el agua menos que el oxígeno.

No es combustible o sea que no arde; tampoco permite que ardan otros cuerpos.

Su molécula es diatómica, estando fuertemente unidos los dos átomos entre sí, lo que hace que el  $\text{N}_2$  requiera elevadas temperaturas y presiones para reaccionar.

Es un gas relativamente inerte que no entra fácilmente en combinación con otros elementos, pero cuando lo hace sus efectos son muy enérgicos, ordinariamente.

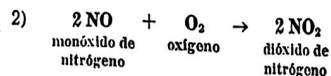
Se combina con el oxígeno por la acción de descargas eléctricas, formándose óxido nítrico, que en seguida pasa a dióxido:



---

#### VOCABULARIO

DESCARGA ELECTRICA.—Fenómeno que ocurre cuando dos cuerpos electrizados neutralizan sus cargas repentinamente.



El nitrógeno también reacciona a elevadas presiones y temperaturas con el hidrógeno, para formar el amoníaco (síntesis de HABER) en una reacción reversible:



También reacciona con algunos metales para dar los correspondientes *nitruros*, como por ejemplo, el nitruro de magnesio  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .

No por síntesis directa, sino indirectamente, se combina con el cloro, dando un compuesto explosivo muy peligroso.

No es venenoso, pero tampoco permite la vida.

Las propiedades del nitrógeno mismo no son tan importantes como las de algunos de sus compuestos: el ácido nítrico, indispensable en el laboratorio y en muchas industrias, y los diversos nitratos y otros compuestos indispensables para la vida de los seres orgánicos, según se explica a continuación.

### C.—Ciclo biológico del nitrógeno.

Ya se indicó anteriormente una fase de la alimentación de las plantas: transforman el  $\text{CO}_2$  del aire en oxígeno por el proceso de fotosíntesis. Este proceso consiste en que, bajo la acción de la luz solar, las plantas verdes (que contienen clorofila) transforman el agua que corre por sus vasos y el  $\text{CO}_2$  del aire, en azúcar, desprendiéndose al mismo tiempo oxígeno. Ese azúcar pasa a otras partes de la planta en donde se transforma en almidón y en celulosa.

Pero no basta eso para la alimentación de las plantas: requieren además diversos compuestos de nitrógeno, fósforo, azufre, magnesio y algunas otras sustancias en cantidades muy pequeñas. La única manera que las plantas tienen de proveerse de esos compuestos es tomarlos, por medio de sus raíces, de sales solubles que existan en el suelo.

Sólo las leguminosas (frijol, chicharo, haba, alfalfa, etc.), pueden tomar directamente el nitrógeno del aire. Para ello tienen en sus raíces ciertas bacterias que forman compuestos solubles de nitrógeno: una parte

### VOCABULARIO

**CLOROFILA.** — Sustancia que da el color verde de las hojas de las plantas.

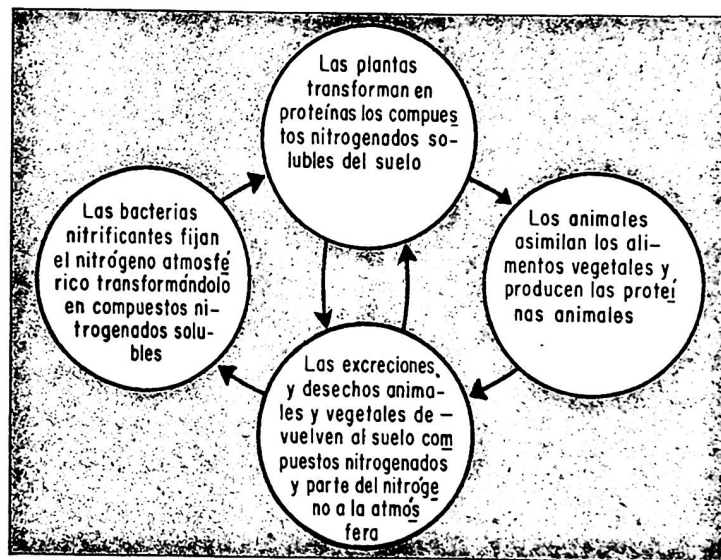
**FOTOSÍNTESIS.** — Síntesis del almidón y de la celulosa, que constituyen los tejidos de las plantas, a partir del  $\text{CO}_2$  del aire y del agua. Este fenómeno se verifica en las partes verdes de las plantas bajo la acción de la luz solar.

de ellos es aprovechada por la planta misma y otra parte pasa al suelo en donde puede ser absorbida por otras plantas cuyo cultivo se intercale entre los cultivos de las leguminosas.

Ese nitrógeno, en compuestos solubles, es transformado en proteínas vegetales; al ser ingeridas las plantas por los animales o por el hombre, éstos forman en su organismo las proteínas que les son indispensables. (En la pág. 374 se explicará lo que son las proteínas.)

Pero, ¿de dónde obtienen sus compuestos nitrogenados las plantas que no son leguminosas y que por tanto no pueden "fijar" el nitrógeno atmosférico por sí mismas?

En lugares en donde la mano del hombre no ha alterado el ciclo biológico de la Naturaleza no hay dificultad: al perecer las plantas, la putrefacción que en ellas producen ciertas bacterias en presencia de aire



### VOCABULARIO

**FIJAR EL NITRÓGENO.**—Hacer que el nitrógeno del aire forme parte de un compuesto soluble que pueda ser aprovechado por las plantas.

**NITRIFICANTE.** — Se llama bacteria

nitrificante la que puede fijar el nitrógeno atmosférico.

**EXCRECIÓN.**—Sustancia de desecho eliminada por un organismo.

abundante convierte los compuestos nitrogenados de las plantas en otros compuestos solubles que sirven de alimento a las nuevas plantas que crecen en el mismo lugar.

Cosa semejante ocurre con las excreciones animales y con los cuerpos de los animales mismos después de morir.

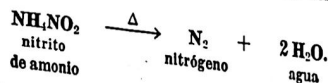
El ciclo biológico natural del nitrógeno se resume en la figura de la página anterior.

Pero cuando el hombre interviene en los cultivos lo hace para extraer los productos vegetales y mandarlos a los centros de consumo (ciudades y poblaciones) de donde no regresan ni los desperdicios vegetales ni los desechos animales. El poco estiércol de los animales que subsiste en el campo es insuficiente para devolver a la tierra los compuestos nitrogenados y la tierra de cultivo va perdiendo su fertilidad.

Entonces es indispensable proporcionar a la tierra de cultivo abonos artificiales o sea fertilizantes tales como nitrato de sodio ( $\text{NaNO}_3$ ), sulfato de amonio  $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$ , nitrato de calcio  $[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]$ , cianamida de calcio ( $\text{CaCN}_2$ ) y otros.

#### D.—Obtención en el laboratorio.

En el laboratorio se obtiene por descomposición del nitrito amónico; por calentamiento:



En rigor, al efectuar la obtención en el laboratorio no se usa directamente el nitrito amónico, según se explica en la pág. 265, Fig. 77.

En la industria se obtiene el nitrógeno por destilación del aire líquido.

#### E.—Usos del nitrógeno.

El nitrógeno se emplea para la fabricación del amoníaco y del ácido nítrico, de que se hablará adelante. Algunos focos o lámparas de incandescencia se llenan de nitrógeno en vez de aire para que el filamento metálico no se oxide y queme al elevar su temperatura. Análogamente, ciertos procesos industriales, por ejemplo en metalurgia, se hacen en atmósfera de nitrógeno para evitar la oxidación del metal.

#### b) Estudio del amoníaco.

##### A.—Cómo se encuentra en la naturaleza.

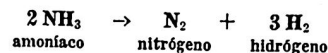
El amoníaco  $\text{NH}_3$  se encuentra en pequeñas cantidades en el suelo y en el aire como consecuencia de la descomposición de materias orgánicas nitrogenadas (el enlace entre el nitrógeno y el hidrógeno es por covalencia, mediante tres pares de electrones).

**EXPERIMENTO 31.**—En un tubo de ensayo se ponen algunas plumas o cabellos y se calienta. Los humos que se producen tienen un olor picante debido principalmente al amoníaco producido.

##### B.—Propiedades físicas y químicas del $\text{NH}_3$ .

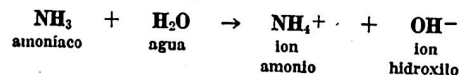
El amoníaco es un gas incoloro con intenso olor característico. Se licúa y se solidifica muy fácilmente. Es muy soluble en agua: un volumen de agua disuelve 1 300 volúmenes de  $\text{NH}_3$ , en las condiciones normales de presión y temperatura.

Al calentarse el amoníaco se descompone en los dos gases que lo constituyen:



A este proceso se le llama **disociación térmica**.

Al disolverse el amoníaco en el agua, forma una solución alcalina por aumentar los iones  $\text{OH}^-$  en solución, de acuerdo a la reacción que tiene lugar entre el amoníaco y el agua:



A esta solución se le denomina **hidróxido de amonio**, que se comporta como una base débil cuyo catión es el radical  $\text{NH}_4^+$ .

**EXPERIMENTO 32.**—Se sumerge una varilla de vidrio en ácido clorhídrico concentrado y se acerca a la boca de un tubo con amoníaco (o bien se hace el experimento de la Fig. 75). Se forma una niebla de humo blanco de acuerdo con la siguiente reacción:



En forma semejante reacciona con el ácido sulfúrico formando sulfato de amonio:



Así pues, el radical  $\text{NH}_4^+$  funciona como uno de los metales  $\text{Na}$  o  $\text{K}$  pero no se ha podido obtener aislado. Es un ion positivo monovalente.



Fig. 75.—Para reconocer el ácido clorhídrico y el amoníaco, se acercan sus vapores y se forma una niebla blanca muy espesa.



## C.—Usos del amoníaco.

1º A partir del amoníaco se puede obtener el nitrato de sodio y el sulfato de amonio, por eso aquellos países que necesitan fertilizantes nitrogenados para sus cultivos y no pueden disponer de nitratos naturales, tienen que fabricarlos, para lo cual les es necesario el amoníaco.

2º Como el amoníaco también sirve para fabricar ácido nítrico, y éste es la base de numerosos explosivos, comprenderemos por qué algunos países consideran el amoníaco como producto industrial de gran importancia.

3º En soluciones acuosas diluidas el amoníaco es un líquido limpiador eficaz por las cualidades solventes que tiene.

4º También se usa en la industria de la refrigeración según se ilustra en la figura 76.

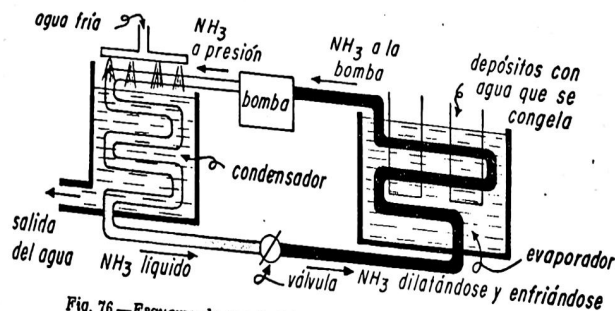


Fig. 76.—Esquema de una instalación frigorífica a base de amoníaco.

Una instalación frigorífica consta fundamentalmente de una bomba, un condensador y un evaporador. La bomba comprime el amoníaco y para que no se caliente, sino que se licúe, se le hace pasar por el serpentín condensador que va alojado dentro de una corriente de agua fría. Entonces se hace pasar el amoníaco líquido y frío por una válvula de expansión y al dilatarse se evapora y se enfria considerablemente, tomando calor de la salmuera. Dentro de ésta se colocan depósitos con agua potable, la cual se congela y se saca en bloques.

## VOCABULARIO

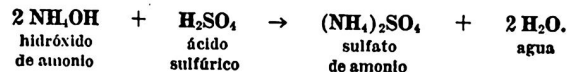
SERPENTIN.—Tubo largo en forma de hélice, que frecuentemente se destina a enfriar un líquido que pasa por él.

SALMUERA.—Solución acuosa concentrada de cloruro de calcio o de cloruro de sodio.

El amoníaco gaseoso vuelve a la bomba, se comprime nuevamente y así sigue el circuito.

## D.—Algunos compuestos del amonio.

Ya se indicó (pág. 261) cómo se prepara el hidróxido de amonio  $\text{NH}_4\text{OH}$ , que a bajas temperaturas es un sólido cristalino, del cual se obtiene el sulfato de amonio  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  por medio del ácido sulfúrico:



El sulfato de amonio así obtenido (después de evaporarse el agua) es un sólido blanco cristalino que se usa como fertilizante; es la más importante de las sales del amonio. La producción en México fue de 230 000 T en 1966.

En el experimento 32 (pág. 261) se indicó cómo se obtiene el cloruro de amonio  $\text{NH}_4\text{Cl}$  el cual se presenta en forma de cristales que tienen la propiedad de sublimarse (propiedad que también tienen otras sales de amonio). El cloruro de amonio vulgarmente se llama **sal amoníaco**. La producción en México fue de 3 200 toneladas en 1968.

El  $\text{NH}_4\text{Cl}$  se usa para hacer pilas secas y como limpiador para soldar, debido a que al calentarse se vaporiza y se descompone en dos gases (y al enfriarse se vuelve a reconstituir en forma de sólido):



(este proceso es, pues, reversible, o sea semejante al que ocurre con el amoníaco); el ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) formado al calentarse disuelve las impurezas que tenga el metal por soldar y lo deja limpio, permitiendo que la soldadura "agarre" bien.

El nitrato de amonio  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  es un sólido blanco que se presenta en forma de cristales deliquescentes. Mezclado con carbonato de calcio (para contrarrestar la deliquesencia del  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) forma un magnífico abono o fertilizante.

Cuando el nitrato de amonio se calienta, se descompone según un proceso que no es reversible:

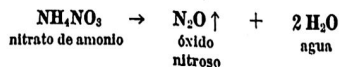
## VOCABULARIO

FERTILIZANTE O ABONO.—Toda sustancia que agregada a la tierra de cultivo aumenta su fertilidad.

PILA SECA.—Generador electroquí-

mico que se usa en las linternas o lámparas eléctricas de bolsillo.

DELICUESCENTE.—Sustancia que absorbe humedad del aire y se líquida.



El óxido nitroso  $\text{N}_2\text{O}$  es el gas hilarante (llamado así porque en pequeña cantidad produce accesos de risa histérica) que emplean los dentistas como anestésico (inhalaado en mayor cantidad).

El  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  mezclado con diversas sustancias es un poderoso explosivo. La producción de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  en el año de 1968 en México fue de 163 700 T.



E.—El amoníaco en México.

En Cuautitlán se producen unas 200 toneladas de sulfato amónico diariamente, a partir del ácido sulfúrico que allí mismo se elabora; se vende como fertilizante. Es muy importante la producción de amoníaco en Monclova, Minatitlán y Salamanca. En 1966 se produjeron 130 000 toneladas.

### CUESTIONARIO

1. Explique la importancia de la luz solar en la alimentación de las plantas.
2. Describa en qué consiste la fijación del nitrógeno atmosférico que hacen las leguminosas y la importancia que ello tiene.
3. Explique cómo se desarrolla el proceso natural según el cual las plantas obtienen los compuestos nitrogenados.
4. ¿De dónde obtienen los compuestos nitrogenados los animales herbívoros, los carnívoros y el hombre?
5. ¿En qué forma altera el hombre el ciclo biológico natural de nitrógeno? — ¿Qué debe hacerse para remediar esa alteración de los procesos naturales?
6. Indique brevemente el uso de las siguientes sustancias: nitrógeno, amoníaco, nitrato de amonio, cloruro de amonio.
7. Teniendo en cuenta la gran solubilidad del amoníaco en el agua, ¿por qué sería peligroso tratar de recogerlo en una cuba hidroneumática?

### VOCABULARIO

MEJORADOR.—Se llama así todo material que agregado a la tierra de cultivo mejora la estructura de la misma y permite que las raíces de las plantas se extiendan como es debido, que entre aire hasta la profundidad necesaria, etc.

8. Dada la fórmula  $\text{NH}_4\text{OH}$  ¿de qué clase de compuesto se trata y cómo puede comprobarse experimentalmente?
9. Indique cómo la ecuación  $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ , es un ejemplo de disociación térmica. — Siendo así, ¿cómo se explica que pueda obtenerse amoníaco por síntesis de los elementos que lo constituyen?
10. Escriba las fórmulas de algunos compuestos que pongan de manifiesto que el radical amonio puede considerarse como un metal. ¿Es electropositivo o electronegativo? ¿Cuál es su valencia?
11. Ponga un ejemplo de reacción reversible e indique las dificultades que este tipo de reacciones ocasiona en procesos químicos industriales.
12. Indique qué aplicaciones prácticas tiene el amoníaco en los países industriales.
13. ¿Por qué se usa el amoníaco como líquido limpiador?
14. Haga un esquema de una instalación frigorífica e indique en virtud de qué propiedad del amoníaco se usa con ese fin.

### PRACTICA DE LABORATORIO. — OBTENCION DEL NITROGENO Y ESTUDIO DE SUS PRINCIPALES PROPIEDADES.

Se instala un aparato como el de la figura 77, con una solución de cloruro de amonio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) y nitrito de sodio ( $\text{NaNO}_2$ ) calentando suavemente y teniendo mucho cuidado de destapar el matraz si la reacción ocurre vigorosamente.

La reacción que da lugar al nitrógeno es del tipo de intercambio.

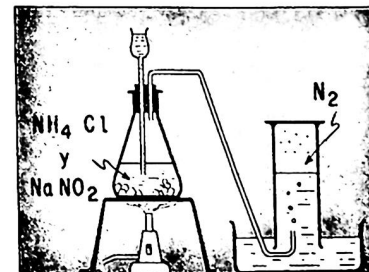
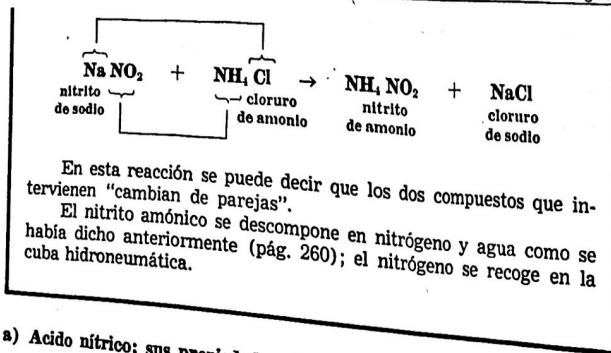


Fig. 77.—Preparación del nitrógeno.



a) **Acido nítrico; sus propiedades. Compuestos y óxidos más importantes.**

A.—**Acido nítrico y óxidos de nitrógeno.**

El ácido nítrico es de gran importancia económica porque se emplea en la fabricación de explosivos, tinturas, plásticos, lacas, fertilizantes y diversos productos químicos.

El ácido nítrico puro es un líquido incoloro que hierve a 86°C.

El ácido nítrico concentrado del comercio contiene 68% de ácido y su punto de ebullición es 120.5°C.

Es un agente oxidante que ataca todos los metales, menos el platino y el oro.

**EXPERIMENTO 33.** — 1.—Se instala una retorta como se indica en la Fig. 78 descansándola en una malla de alambre con asbesto y con el cuello sostenido mediante una abrazadera fija al soporte. El tubo de la retorta entra casi hasta el fondo de un matraz pequeño sobre el que cae un chorro de agua (o bien se introduce el matraz en agua con hielo).

Se ponen unos 10 g de nitrato de potasio en la retorta y se los cubre con unos 15 ml de ácido sulfúrico concentrado (usando un embudo).

**VOCABULARIO**

**ASBESTO O AMIANTO.**—Mineral que se presenta en forma de fibras muy resistentes al fuego, con el que se hacen placas y diversos productos que resisten la acción del fuego.

Se tapa herméticamente la retorta con su tapón de cristal y se calienta suavemente con una llama pequeña. Basta una temperatura de 90°C para que el ácido nítrico producido hierva y destile por el cuello de la retorta. Esa temperatura no debe excederse porque además de que se descompone el ácido nítrico obtenido, sus vapores arrastran el ácido sulfúrico.

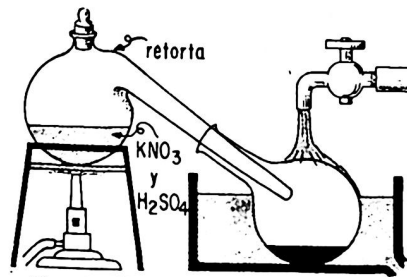
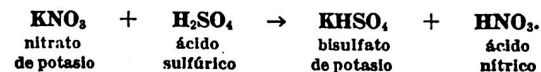


Fig. 78.—Obtención del ácido nítrico.

2.—En el matraz se va condensando un líquido incoloro; es ácido nítrico producido por la siguiente reacción:



Si el contenido de la retorta se extiende sobre su superficie, se forman en ella cristales de  $\text{KHSO}_4$ .

Si se expone al aire el ácido nítrico, se va coloreando de amarillo.

**EXPERIMENTO 34.**—Se mezclan y se muelen en un mortero sulfato de amonio y nitrato de sodio, se ponen en un pequeño matraz, inclinado (Fig. 79), cerrando con un tapón perforado, atravesado por un tubo que va a dar a una cuba hidroneumática con agua caliente (no fría porque se disuelve el gas producido en el matraz).

Se calienta ligeramente el matraz, con llama pequeña. El tubo invertido en que se recibe el gas se llena también de agua caliente.

El primer tubo que se llena no se utiliza en el experimento; los siguientes sí. Huélase el gas obtenido.

Echese una astilla encendida en el tubo con gas. ¿Qué ocurre? ¿Qué ocurre si en un frasco que contiene el gas se introduce azufre encendido?

El gas que se produce es óxido nitroso  $\text{N}_2\text{O}$ , según estas dos reacciones consecutivas:

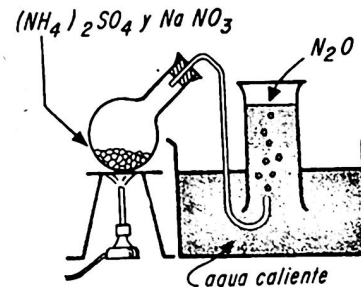
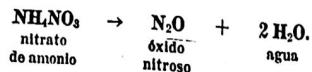
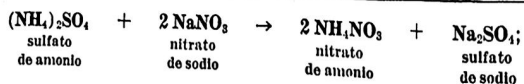
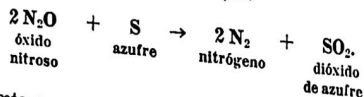


Fig. 79.—Preparación del óxido nitroso.



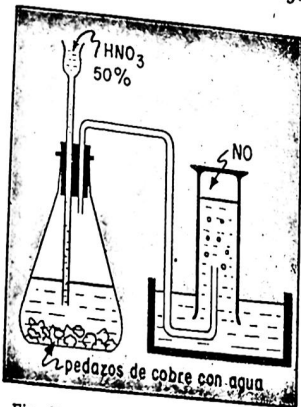
El  $N_2O$  tiene un olor agradable y de sabor dulzaino. Si se le echa una astilla a punto de apagarse se enciende porque se descompone el gas y se produce oxígeno.

Si se introduce azufre encendido continúa su combustión, con producción de nitrógeno y dióxido de azufre;



de azufre

Así pues, este gas se asemeja al oxígeno, pero se distingue de él por su olor y porque se disuelve en agua fría.



**EXPERIMENTO 35.**—Prepárese una matriz con tapón de dos perforaciones, una para el tubo que va a dar a una cuba hidroneumática y otra para un embudo separador de tallo largo (Fig. 80). El tallo del embudo se hace llegar casi hasta el fondo del matraz en el que se han puesto unos pedazos de cobre cubiertos con agua.

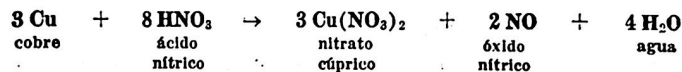
En esas condiciones se agrega por el embudo ácido nítrico de 50% de concentración.

Al caer la primera porción de ácido se observa una reacción vigorosa, formándose humos café que se disuelven pronto en el agua de la cuba, pero después el frasco se va llenando de un gas incoloro.

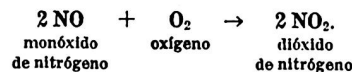
Sáquese un frasco lleno de ese gas, tapándolo con una placa de cristal. Volteando la boca del frasco hacia arriba, destápese. ¿Qué se observa? No se observa nada.

¿Qué se observa? — No se aspiran los gases que se forman.

El gas que se recoge en la cuba hidroneumática es óxido nítrico NO, según la siguiente reacción:



Al abrir el frasco que contiene el  $\text{NO}$  y ponerlo en contacto con el aire, se forman humos cafés de dióxido de nitrógeno  $\text{NO}_2$ , por reacción con el oxígeno del aire:



Es eso mismo lo que ocurre dentro del matraz en que se prepara, al comenzar la reacción.

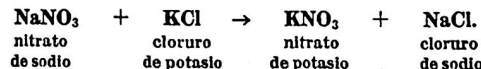
*B.—Usos del ácido nítrico y de sus compuestos.*

El ácido nítrico  $\text{HNO}_3$  se emplea en el laboratorio como ácido muy enérgico y como oxidante muy eficaz. *Es altamente corrosivo*; tiñe la piel de amarillo (reacción xantoproteica con la piel) y destruye las telas rápidamente. En el comercio se le conoce como *agua fuerte*. (que es el nombre que le dieron los alquimistas) y se usa para el grabado en cobre.

El nitrato de sodio  $\text{NaNO}_3$ , o salitre, que se encuentra en el salitre de Chile, o nitro de Chile o caliche (el cual es una mezcla de  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NaCl}$  y  $\text{NaIO}_3$ ) existe en una región desértica en ese país, de donde se exporta a aquellos países que lo utilizan ya sea como fertilizante, o para la obtención del ácido nítrico o para la fabricación del nitrato de potasio.

Tiene la propiedad el  $\text{NaNO}_3$  de ser **deliquescente**, o sea que si se deja expuesto al aire absorbe rápidamente la humedad del mismo, terminando por disolverse totalmente formando una solución muy concentrada.

El nitrato de potasio, o nitro se obtiene calentando en soluciones concentradas cloruro de potasio y nitrato de sodio:



La pólvora negra se hace con una mezcla de 75 partes de nitrato de potasio, 15 de carbón y 10 de azufre. Al encender esa mezcla el nitrato de potasio proporciona el oxígeno necesario para la combustión del azufre y del carbón. La reacción ocurre en forma explosiva y da lugar a la producción de grandes cantidades de dióxido de carbono y de dióxido de azufre dentro del pequeño espacio en que está encerrada en un cartucho y esos gases ejercen una presión que arroja la bala del cartucho con una velocidad considerable.

El  $\text{NaNO}_3$  no se fabrica en México sino se importa en su totalidad.

## C.—Importancia de los nitratos.

Mientras no se descubrió la manera de obtener amoníaco a partir del nitrógeno del aire, Chile poseyó el monopolio de la materia prima fundamental para obtener fertilizantes nitrogenados y ácido nítrico para explosivos. En la actualidad los métodos para obtener el amoníaco sintético permiten fabricar esos materiales que son tan importantes, tanto en épocas de paz como para la guerra.

## D.—El ácido nítrico en México.

El ácido nítrico se produce en México en gran escala, sobre todo para fertilizante y explosivos. En 1968 la producción fue de 152 000 T.

## CUESTIONARIO

## PRUEBA DE OPCIÓN ÚNICA:

1. Para obtener industrialmente los compuestos nitrogenados que después se venden como fertilizantes se utiliza: a) productos vegetales, b) amoníaco sintético, c) estiércol, d) carbonato de calcio.
2. El producto natural que más se utiliza para elaborar fertilizantes es: a) el amoníaco sintético, b) el salitre de Chile, c) los nódulos de las raíces de las legumbres, d) el fósforo rojo.

## ESTUDIO DEL FOSFORO Y DEL ARSENICO.

## a) Estudio del fósforo.

Símbolo **P**, del griego *phos* = luz, *phoros* = que lleva. Peso atómico: 31.0. Valencia III, IV, V.

## A.—Cómo se encuentra y formas alotrópicas.

Por ser un elemento muy activo no se encuentra libre en la naturaleza. Se encuentra combinado, formando fosfatos, siendo los más importantes:

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	fosforita
$[\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_2]_3 \cdot \text{CaCl}_2$	clorapatita
$[\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_2]_3 \cdot \text{CaF}_2$	fluorapatita

El fósforo se encuentra como principal constituyente de los huesos, en forma de fosfato tricálcico; razón por la cual, en muchas industrias se utilizan, como fuente de fósforo, los huesos del ganado cuya carne se aprovecha en alimentación.

Dependiendo de la forma en que se obtiene y de las condiciones de temperatura y presión, el fósforo se presenta en cinco formas alotrópicas, que son: el *fósforo blanco o amarillo*, el *rojo*, el *escarlata*, el *negro* y el *violeta*. El fósforo blanco y el rojo son los más importantes.

## B.—Propiedades del fósforo blanco.

1°—El fósforo, obtenido en el horno eléctrico como se explicará adelante, es un sólido de color ámbar claro translúcido, de aspecto de cera, que funde a 44°C, tiene una densidad de 1.82 y es insoluble en agua. Como se inflama muy fácilmente con el oxígeno del aire se guarda dentro del agua y también se corta bajo el agua **no debiendo tocarse con la mano**. Finalmente, se disuelve en disulfuro de carbono.



Cuando el fósforo presenta las características descritas se llama *fós-*

## VOCABULARIO

**TRANSLUCIDO.** — Que permite el paso de la luz, sin dejar percibir las formas de los objetos.

las de agua agregadas a las moléculas o iones que lo forman.

**DESHIDRATAR.**—Quitar el vapor de agua a una mezcla de gases, o de otros cuerpos, o quitar el agua a un compuesto hidratado.

**COMPUESTO HIDRATADO.** — Compuesto que contiene una o más moléculas

foro blanco y tiene además la característica de verse luminoso en la oscuridad (*fosforescente*) debido a la oxidación lenta que sufre (de esta propiedad le viene el nombre de fósforo).

Además es muy venenoso y se inflama a 40°C, si está en grandes pedazos y en ambiente seco, pero puede inflamarse a 30°C y aun a más baja temperatura si está muy dividido y en ambiente muy húmedo. Huele a ajo.

2.—Si se calienta a 250°C en ausencia del aire, o bien si se deja a la luz largo tiempo, toma otra forma alotrópica que se llama *fósforo rojo*.

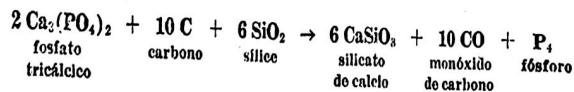
Al quemar en el aire cualquiera de las formas del fósforo se obtiene un óxido de fórmula  $P_2O_5$  (pentóxido de fósforo) que tiene forma de polvos blancos (véase el Experimento 16, pág. 158), que constituye un deshidratante muy enérgico porque tiene gran avidez por el agua.

C.—Cuadro comparativo de propiedades del fósforo blanco y el fósforo rojo.

PROPIEDAD	FÓSFORO BLANCO	FÓSFORO ROJO
Color	Casi incoloro o amarillo translúcido	Rojo
Solubilidad	Insoluble en agua Soluble en $CS_2$	Insoluble en agua Insoluble en $CS_2$
Punto de fusión a la presión atmosférica normal	44°C	No funde
Propiedades del gas	Olor a ajo Venenoso Hierve a 287°C en presencia de un gas inerte a 760 mm. si bien empieza a vaporizar a más baja temperatura	Inodoro No venenoso Se sublima a 290°C en ausencia de aire
Inflamabilidad	Se inflama a 40°C si está seco y a 30°C si está húmedo	Se inflama a los 240°C (en estado de polvo)

D.—Obtención industrial del fósforo.

Actualmente el fósforo se obtiene en el horno eléctrico con el cual se puede elevar considerablemente la temperatura de una mezcla de tres cuerpos: fosfato tricálcico  $Ca_3(PO_4)_2$ , que se encuentra en la Naturaleza, sílice  $SiO_2$  (también producto natural) y carbón. Se produce silicato de calcio, monóxido de carbono y fósforo, según reacciones que se resumen en la siguiente:



NOTA.—El fósforo en estado gaseoso, que es como se obtiene en el horno eléctrico, es tetatómico.

E.—Usos más importantes del fósforo.

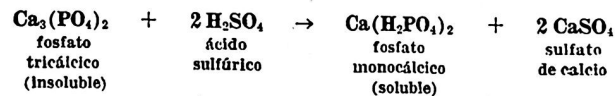
El fósforo blanco se usa para preparar el trisulfuro de fósforo que se emplea en la fabricación de cerillos. También se emplea para preparar veneno para ratas.



El fósforo rojo se usa en la fabricación de cerillos: la cabeza de éstos se hace de clorato de potasio (que proporciona oxígeno) y trisulfuro de antimonio ( $Sb_2S_3$ ) (el material combustible) pegados con alguna goma adecuada; la superficie contra la cual se raspa tiene fósforo rojo,  $Sb_2S_3$  y alguna sustancia áspera como la del papel de lija (arena cuarzosa o vidrio pulverizado).

En medicina se emplean diversos compuestos de fósforo. En el cuerpo humano el fósforo se encuentra en los huesos y en el cerebro.

El superfosfato es una mezcla de  $CaSO_4$  (sulfato de calcio) y  $Ca(H_2PO_4)_2$  (fosfato monocalcico), que resulta de tratar el fosfato tricálcico natural con ácido sulfúrico:



El superfosfato es un fertilizante muy valioso.

F.—El fósforo en México.

En México no se conocen minerales importantes de fósforo. La producción de fósforo, para la industria cerillera, fue de 43 T en 1966. Hay unas pocas rocas fosforíticas aprovechables en Zacatecas y Nuevo León. La mayor parte del que se usa (para abonos fosfatados) es importado. Así por ejemplo, se importa superfosfato. Sin embargo, ya se hacen superfosfatos en Veracruz. Pero desgraciadamente en nuestro país no hay un verdadero mercado de fertilizantes porque la mayoría de los agricultores desconocen su gran utilidad. En México no se produce fósforo.

Producción de  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  en 1966: 110 T.

G.—Ácido ortofosfórico.

El ácido más importante de los que contienen fósforo es el ácido ortofosfórico  $H_3PO_4$ . Tiene 3 hidrógenos reemplazables por metales (por iones positivos), por ejemplo  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , y  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

En virtud de esta propiedad se dice que este ácido es tribásico (el nombre moderno es triprótico).



El fosfato monosódico  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  se usa como sustancia de reacción ácida en los polvos de hornear.

El fosfato trisódico  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  se usa como agente limpiador. Producción en México de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ : 85 000 T en 1966.

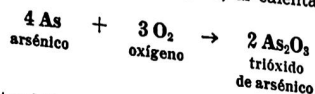
#### b) Estudio del arsénico.

Símbolo: **As**. Valencias: III y V. Peso atómico: 74.9.

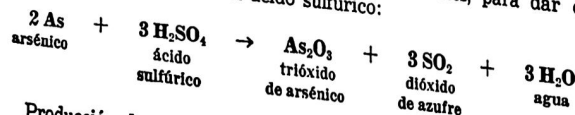
#### A.—Principales propiedades físicas y químicas.

Se presenta en tres formas alotrópicas, que son: arsénico gris, arsénico negro y arsénico amarillo. Al calentar cualquiera de ellas se obtiene arsénico gris, que se sublima a  $860^\circ\text{C}$ , produciendo un gas de color amarillo limón.

El arsénico se combina con el oxígeno, al calentarlo, dando el óxido arsenioso:



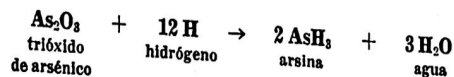
El arsénico también reacciona con ácidos fuertes, para dar óxido arsenioso. Por ejemplo, con el ácido sulfúrico:



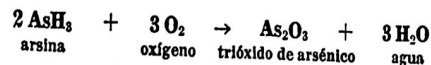
Producción de **As** en México: 13 000 toneladas en 1966.

#### B.—Compuestos más importantes.

1.—**Arsina** ( $\text{AsH}_3$ ).—Se prepara por reducción de compuestos arseniosos con hidrógeno nascente:



Es un gas incoloro, de olor picante, que arde en presencia del oxígeno con una llama azul:



Es insoluble en agua y sumamente venenoso. Se aplica en la identificación del arsénico.



2.—**Trióxido de arsénico** ( $\text{As}_2\text{O}_3$ ).—Es el compuesto más importante del arsénico debido a su empleo en medicina, para combatir diversas enfermedades, en dosis muy pequeñas, dada su propiedad de acelerar la producción de glóbulos rojos. En uso externo se recomienda para ciertas enfermedades de la piel.

Al contacto con agua, el trióxido de arsénico da el ácido arsenioso ( $\text{H}_3\text{AsO}_3$ ) que es el elemento activo que produce los efectos terapéuticos.

3.—**Pentóxido de arsénico** ( $\text{As}_2\text{O}_5$ ).—Al calentar el ácido arsenico, queda un residuo blanco que es el pentóxido de arsénico:



Si se sigue calentando, se descompone, a los  $440^\circ\text{C}$ , en trióxido de arsénico y oxígeno.

#### C.—Usos más importantes.

Como metal se usa en la fabricación de una aleación del plomo, en una proporción de 0.5% de **As**, que se emplea en la fabricación de municiones, por la dureza que adquiere.

El trióxido se emplea en la elaboración de medicamentos.

El pentóxido se utiliza en la obtención del arseniato de sodio ( $\text{Na}_2\text{AsO}_4$ ) que, mezclado con acetato de plomo, constituye un insecticida usado contra plagas de árboles y otras plantas.

### ACTIVIDADES SOBRE CALCULO ESTEQUIOMETRICO.

1.—Calcular, en %, el contenido de nitrógeno de los siguientes compuestos que intervienen en la composición de varios fertilizantes.



2.—Calcular el porcentaje de **Cu** en cada uno de los siguientes minerales: Cuprita,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; calcopirita,  $\text{FeCuS}_2$ ; malaquita,  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ . ¿Cuántas toneladas de cuprita producirán 500 ton. de **Cu**?

3.—Calcular la cantidad de sulfato de amonio necesario para obtener 500  $\text{cm}^3$  de una disolución amoniacal que contenga 20% en peso de amoníaco.

4.—Al ser desecados completamente 2.91 g de  $\text{CaCl}_2$  pierden 0.71 g de peso. Averiguar el número de moléculas de agua de cristalización de la sal.

5.—¿Cuál es el contenido de nitrógeno en: a)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; b) en  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ?

6.—Determinar la composición porcentual de cada uno de los elementos en el: a) cromato de plata,  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ; b) pirofosfato cálcico,  $\text{Ca}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

7.—Cuando se calientan completamente 2.51 g de sulfato sódico cristalizado se obtienen 1.40 g de agua. Establecer la fórmula empírica de la sal.

8.—Si se calientan 2.41 g de sulfato cálcico hidratado hasta expulsar toda el agua, se obtiene un residuo seco que pesa 2.26 g. Establecer la fórmula del hidrato.

### PRACTICA DE LABORATORIO.—AMONÍACO.

OBJETO.—Obtención del amoníaco y estudio de sus propiedades.  
APARATOS SUSTANCIAS Y MATERIALES.—Aparatos de las Figs. 81 y 82; cloruro de amonio, hidróxido de calcio, cal viva (óxido de calcio), solución de tornasol rojo. (Véanse láminas al final del libro.)

#### • PROCEDIMIENTO

1.—Se calienta una mezcla de cloruro de amonio  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y cal apagada  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

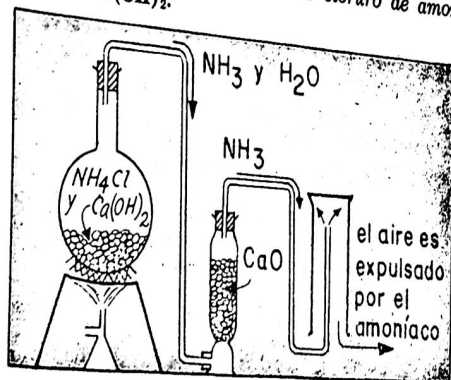


Fig. 81.—Preparación del amoníaco en el laboratorio.

El matraz en que se calientan va tapado con un tapón de una sola perforación (Fig. 81). Por el tubo de extracción salen amoníaco  $\text{NH}_3$  y vapor de agua. Para eliminar el vapor de agua se hace pasar el gas por un tubo que contiene cal viva ( $\text{CaO}$ , óxido de calcio).

¿Qué reacción ocurre en el matraz? ¿Cómo es la densidad del amoníaco?

2.—Se llena un matraz con amoníaco producido como se ha explicado y se prepara previamente, por una parte un depósito con agua teñida de rojo con tornasol (reacción ácida) y por otra parte un tapón perforado por el que pasa un tubo que en su extremo largo termina en punta y en el corto tiene una extensión de hule cerrada con unas pinzas (Fig. 82). Se coloca el matraz invertido y se cierra con el tapón, se sueltan las pinzas y comienza a subir el agua por el tubo, impelida por la presión atmosférica, debido a que algo del gas se disuelve en el agua y disminuye por tanto la presión interior. Cuando el agua llega a la punta del tubo, el gas del matraz se disuelve rápidamente en ella y el enrarecimiento que ocurre en el interior hace que la presión atmosférica obligue al agua del depósito a subir en forma de fuente. Al ir cayendo el agua en el interior se nota que cambia su color rojo en azul. ¿A qué se debe este cambio?

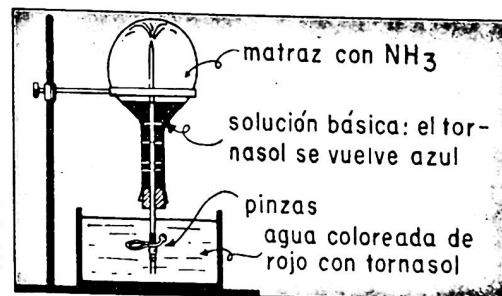
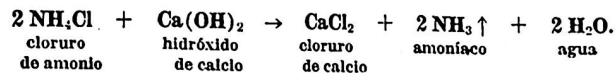


Fig. 82.—Experimento de la fuente para probar la solubilidad del amoníaco.

#### • RESULTADOS

1.—En el matraz ocurre la siguiente reacción:

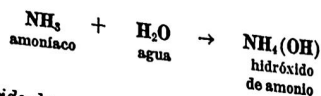


Puesto que para recoger el amoníaco hay que usar una probeta o frasco invertido, se deduce que el amoníaco es menos denso que

el aire ya que al ir ocupando la parte superior de la probeta va desalojando al aire hacia abajo.

2.—El experimento de la fuente prueba que el amoníaco es muy soluble en el agua.

El cambio de color que sufre la solución de tornasol pone de manifiesto que se ha formado un hidróxido soluble según la siguiente reacción:



El hidróxido de amonio es el que vuelve azul a la tintura del tornasol roja.

Sin embargo, la mayor parte del amoníaco queda simplemente disuelta y no combinada.

## UNIDAD XI

### CARBONO Y CARBONES. SILICIO

#### ESTADO NATURAL Y PROPIEDADES DEL CARBONO.

Carbono, símbolo **C**, del latín *carbonum*, carbón. Peso atómico 12.0; valencias IV (y II).

##### a) Formas en que se encuentra el carbono en la Naturaleza.

A.—El **diamante** es carbono puro cristalizado. El **grafito** o plombagina es carbono casi puro, también cristalizado. Las distintas especies de **carbones minerales, artificiales y vegetales** son otras tantas clases de carbono que carecen de forma cristalina (son amorfos) y que contienen diversos elementos químicos e impurezas en cantidades variables.

Los carbones naturales reciben los siguientes nombres:

B.—**Antracita**, que se encuentra ordinariamente a grandes profundidades en la tierra y que proviene de bosques que existieron hace millones de años y que por diversos fenómenos geológicos quedaron sepultados y sometidos a grandes presiones; la antracita representa el grado más avanzado de la carbonización natural de los vegetales.

#### VOCABULARIO

**CARBONO.** — Elemento químico de símbolo **C** y peso atómico 12, que se encuentra en multitud de compuestos.

oxígeno, nitrógeno). Se utiliza como combustible o como materia prima para obtener diversos compuestos del carbono.

**CARBON.**—Compuesto de origen orgánico constituido principalmente por carbono, pero que contiene además compuestos de otros elementos (hidrógeno,

**AMORFO.**—Que no tiene forma definida, en contraposición con cristalino, que tiene forma geométrica definida.

C.—La hulla es un grado menos que la antracita en el proceso natural de transformación de los vegetales de otras épocas; se encuentra en terrenos geológicos menos antiguos que los de la antracita y presenta más huellas de materiales orgánicos que la antracita. Es el más importante de los carbones como combustible industrial.

D.—El lignito es un carbón mineral más reciente que los anteriores, y no es muy apreciado porque al quemarse produce mucha agua y muchas cenizas.

El agua proviene del oxígeno del aire y del hidrógeno de los compuestos que constituyen los vegetales fosilizados. Las cenizas provienen de los otros elementos químicos que tienen los vegetales.

E.—La turba es el resultado de la descomposición de algunos vegetales en nuestra propia era geológica (era cuaternaria y actual). Casi no manifiesta carbonización; no es nada compacta y sólo se utiliza cuando se carece de otro combustible.

F.—Además se encuentra el carbono combinado en los carbonatos y en los componentes del petróleo y del gas natural; en el bióxido de carbono que existe en el aire y en todos los compuestos orgánicos, tanto animales como vegetales.

#### b) Formas alotrópicas del carbono.

Hay casos en que los átomos de un cuerpo simple se agrupan entre sí de diversas maneras, formando sustancias que aparentemente son diferentes porque manifiestan distintas propiedades físicas, pero que en realidad son el mismo elemento químico. Esas sustancias se llaman formas alotrópicas del elemento de que se trata.

Las formas alotrópicas del carbono son:

A.—El **diamante**, especie en la cual el carbono presenta forma cristalina (Fig. 83) constituyendo el elemento más duro que se conoce, y que es apreciado en joyería, por ello y por la forma peculiar como refracta la luz. Hay un compuesto, el  $CB_4$  (boruro de carbono), que es más duro que el diamante.

#### VOCABULARIO

**CARBON MINERAL.**—Carbón que se extrae de las minas.

**CARBON ARTIFICIAL.**—Se llama a veces así al coque, que resulta como residuo de la destilación seca del carbón mineral llamado hulla.

**FOSIL.**—Animal o planta que quedó

sepultado hace millares o millones de años y que al hacer excavaciones en la tierra se encuentra más o menos bien conservado.

**COMPUESTOS ORGANICOS.**—Toda clase de sustancias de que están hechos los animales y los vegetales.

#### b) Formas alotrópicas del carbono

B.—El **grafito**, en el cual los cristales son más pequeños y de otra forma (Fig. 84) que los del diamante. El grafito, usado en proporciones adecuadas con arcilla, constituye la plumbagina de las puntillas de los lápices llamados impropriamente "lápices de plomo".

El grafito también se usa como lubricante y para pinturas anticorrosivas. Es conductor de la corriente eléctrica y mal conductor del calor, propiedades que encuentran distintas aplicaciones industriales. Producción de grafito en México: 30 300 T en 1964.

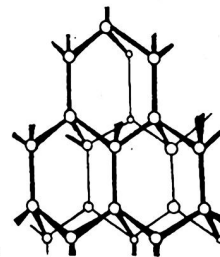


Fig. 83.—Enlaces entre los átomos de un cristal de diamante.

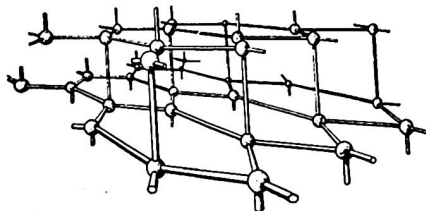


Fig. 84.—El grafito está cristalizado en capas paralelas.

C.—Finalmente el **carbono** llamado **amorfo**, que no presenta formas definidas y aparentemente no es cristalino, aunque estudios por rayos X indican que también tiene cristales, pero no se distinguen ni con el microscopio. Va acompañado de diversas impurezas.

#### Carbón animal.

Un tipo de carbono "amorfo" es el **carbón animal** que se obtiene calentando huesos en un recinto sin aire (destilación seca o destructiva). Otro tipo de carbono amorfo es el negro de humo, que se desprende, por ejemplo, de una vela encendida.

#### VOCABULARIO

**REFRACCION DE LA LUZ.**—Desviación que sufre la luz al atravesar un cristal o un líquido transparente, o en general, al cruzar la superficie de separación de dos medios en los que se propaga con distinta velocidad.

**DESTILACION SECA.**—Proceso que consiste en calentar en ausencia de aire diversos cuerpos que contienen carbón con el objeto de obtener los productos de descomposición de esos cuerpos. El nombre correcto es carbonización.

**DESTILACION.**—Procedimiento de purificación de los líquidos que consiste en hervirlos en un depósito y recibir sus vapores en otro recipiente frío que los condensa y en donde se recoge el líquido así purificado.

**LUBRIFICANTE.** (mal llamado lubricante).—Material que se emplea en toda clase de maquinaria para reducir el rozamiento que ocurre en la superficie de contacto de piezas que se mueven.

EXPERIMENTO 35.—El vino tinto se puede aclarar agregándole un poco de carbón animal e hirviendo. Al filtrar se obtiene un líquido incoloro.

D.—Carbón vegetal.

El carbón vegetal o carbón de madera es un combustible de muy es- caso valor calorífico, en cuya obtención irracional se pierden magníficos productos que contienen los vegetales. Pero desgraciadamente es muy fácil ese procedimiento de despilfarrar la riqueza maderera de un país.

Para preparar carbón vegetal se hacen piras o sea montones de leña dejando en el centro un agujero para encender y para que salgan los gases. El conjunto se recubre de barro, salvo en el centro, que constituye la boca de salida de la chimenea. Se efectúa una combustión incompleta mediante el poco aire que entra por algunas aberturas laterales. Después de varios días se obtiene lo que conocemos como carbón vegetal.

E.—Destilación seca de la madera.

EXPERIMENTO 36.—En un tubo de ensayo de vidrio no fusible se pone userrín, se tapa con un tapón atravesado por un tubo de extracción como se ve en la Fig. 85, y se calienta.

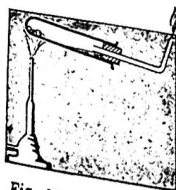


Fig. 85. — Destilación seca de la madera.

Al ir carbonizándose la madera se desprenden gases que se pueden quemar en la punta del tubo. Además va escurriendo un líquido que es una mezcla de diversos compuestos de carbono.

Por un procedimiento semejante al que se acaba de describir, pero en grandes instalaciones, se efectúa en la industria la destilación seca de la hulla. (El nombre "destilación" no está correctamente aplicado, debe decirse *carbonización*.) Como residuo queda un carbón negruzco duro y poroso que se llama *coque* y que es muy usado en metalurgia y para la calefacción de edificios y casas, porque casi no produce humo al arder y tiene una gran potencia calorífica. También es un carbón amorfo.

VOCABULARIO

**CARBON VEGETAL.**—Carbón que se obtiene dando a la madera un tratamiento rudimentario en el que se pierden muchos productos útiles.

**COMBUSTIBLE.**—Llámase así todo aquello que puede entrar en combustión, o sea quemarse produciendo una elevación de temperatura.

c) Propiedades del carbono y usos principales.

A.—Propiedades físicas y químicas.

Ya se han indicado algunas de las propiedades del carbono en sus diversas formas alotrópicas. Aquí agregaremos que es el cuerpo más difícil de fundir y que sólo se disuelve en hierro fundido.

Su densidad relativa es de 3.0 a 3.5.

El átomo de carbono tiene propiedades especiales, muy diferentes de las de los metales y los no metales. Como tiene cuatro electrones en su nivel exterior, podría pensarse que completaría su estructura estable ya fuera perdiendo 4 electrones (contra la fuerza de atracción de su núcleo) o bien ganando 4 electrones (venciendo la fuerza de repulsión de los electrones del átomo). Sin embargo, no es eso lo que ocurre, el carbono no forma enlaces químicos electrovalentes, sino solamente enlaces covalentes, o sea que

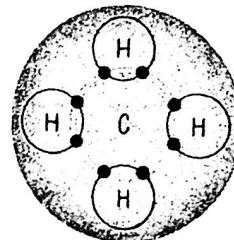


Fig. 86. — Molécula del metano  $CH_4$ .

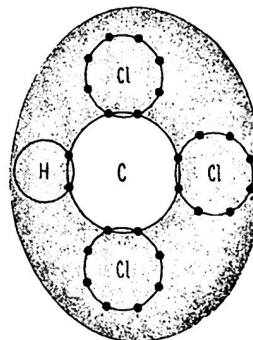


Fig. 87. — Molécula del cloroformo  $CHCl_3$ .

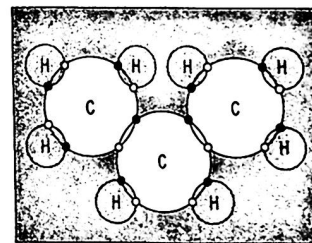


Fig. 88.—Molécula del propano  $C_3H_8$ .

las moléculas se forman compartiéndose electrones entre los átomos, como las que se ilustran en la Fig. 86 y en la Fig. 87.

También se pueden formar cadenas de carbonos unidas mediante 2, 4 ó 6 electrones compartidos, como se ve en la Fig. 88.

VOCABULARIO

**REACCION EXOTERMICA.**—Reacción durante la cual se produce calor.

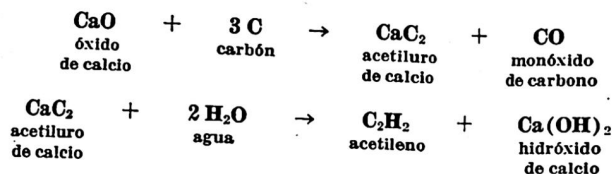
**POTENCIA CALORIFICA.**—Cantidad de calorías que emite un combustible al quemarse (por unidad de peso).

El carbono no es químicamente muy activo. Sin embargo, en todas sus formas se quema en el aire o en oxígeno desprendiendo mucho calor (reacción exotérmica).

Calentando en el horno eléctrico carbón con azufre, se forma disulfuro de carbono, que es un disolvente muy importante.



Calentando coque y cal viva en el horno eléctrico se forma acetiluro de calcio ( $\text{CaC}_2$ ), sustancia que se emplea para preparar acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ), gas del que hablamos al mencionar el soplete oxiacetilénico. Las reacciones respectivas son:



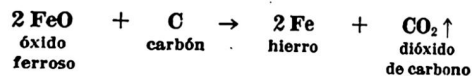
El nombre "carburo de calcio", es muy común, pero es incorrecto; debe llamarse *acetiluro de calcio*.

El carburo de calcio se obtiene en México: 14 100 toneladas en 1968.

#### E.—Usos del carbón.

Al quemar C en el aire con poco oxígeno, se obtiene CO y si la combustión es con oxígeno en abundancia se obtiene  $\text{CO}_2$ ; de ambos gases hablaremos más adelante.

Esta propiedad del carbono es muy importante, pues se presta a usarlo en metalurgia para reducir los óxidos metálicos; por combustión el C o el CO toman el oxígeno y dejan al metal libre; por ejemplo, la reducción del óxido ferroso:



El diamante se ha podido fabricar artificialmente, pero en cristales muy pequeños (en 1893 lo obtuvo MOISSAN, pero otros investigadores que

#### VOCABULARIO

**METALURGIA.** — Proceso de obtención de un metal a partir de los minerales que lo contienen.

**REDUCIR ÓXIDOS.**—Eliminación del oxígeno que contiene un óxido para obtener el metal libre.

los volvieron a preparar en 1955 creen que lo que obtuvo MOISSAN no fue verdaderamente diamante).

Ya se indicó que el carbón animal tiene las propiedades de decolorar diversos líquidos (decolora la tintura de tornasol, el azúcar parda, etc.).

El carbón vegetal tiene la propiedad de retener grandes cantidades de gases en la superficie de sus poros (fenómeno que se llama *adsorción*), y por eso se usa para eliminar olores desagradables, en máscaras contra gases (en la guerra), etc.

También se emplea como desinfectante para eliminar sustancias nocivas al agua, para lo cual se hace pasar ésta por filtros formados de capas de arena y de carbón alternadas.

#### C.—El carbón en México.

La antracita existe en México en cantidades reducidas en Sonora y Michoacán.

Existe hulla en la cuenca carbonífera de Sabinas, Coahuila, en donde se produce coque, especialmente en Monclova, donde hay una instalación moderna de coquización. La mitad de la producción es consumida por la industria siderúrgica como agente reductor y el resto por fundiciones de otros metales. México ocupa el 25º lugar en el mundo en producción de carbón, una producción insignificante, pero que es casi suficiente para el consumo del país (se importa un poco).

También existen yacimientos carboníferos en Chihuahua, Chiapas, Durango, Guerrero, Hidalgo, México, Michoacán, Morelos, Nuevo León, Oaxaca, Puebla, San Luis Potosí, Tamaulipas y Veracruz.

Existen lignitos en muchos lugares y turba en Coahuila y en el Valle de México.

México no tiene grandes yacimientos de carbón mineral como tienen los Estados Unidos del Norte, Inglaterra, Alemania, Rusia y otros países, por lo que nuestro desarrollo industrial queda muy limitado, ya que sólo se extrae en escala industrial en Coahuila y Nuevo León. Producción total de carbón en México: 2 500 000 T en 1968. Negro de humo: 20 000 T en 1968.

El uso del carbón vegetal como combustible no es de recomendarse; es preferible usar derivados del petróleo y dedicar la madera explotable para destilación seca o para otras aplicaciones de mayor rendimiento para la economía del país.

#### VOCABULARIO

**YACIMIENTO.**—Lugar en donde existe un mineral, que puede extraerse con más o menos dificultad.

**COQUIZAR.**—Obtener coque a partir del carbón mineral.



## DIOXIDO DE CARBONO O ANHIDRIDO CARBONICO. — SILICIO.

### a) Dióxido de carbono.

#### A.—Estado natural.

El dióxido de carbono  $\text{CO}_2$  es un gas que se produce como consecuencia de los fenómenos respiratorios del hombre y de los animales y también se produce durante la combustión completa del carbono.

Existe también combinado, en los carbonatos que se encuentran en forma de minerales muy abundantes en la naturaleza: caliza, mármol, etc. (Ver pág. 308.)

#### B.—Propiedades físicas del $\text{CO}_2$ .

En virtud de su densidad, mayor que la del aire, el  $\text{CO}_2$  se puede pasar de una probeta a otra vaciándolo como si fuera agua. El experimento de la Fig. 89 también lo comprueba.

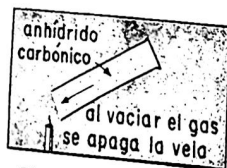


Fig. 89.—Experimento para comprobar que el  $\text{CO}_2$  es más denso que el aire.

El  $\text{CO}_2$  es un gas sin olor ni color, de sabor picante, que es el que causa la sensación agradable y fresca de las bebidas "gaseosas". Se transforma en líquido muy fácilmente, bastando comprimirlo a unas 36 atmósferas a la temperatura de  $0^\circ\text{C}$ .

El agua a  $15^\circ\text{C}$  disuelve un volumen de  $\text{CO}_2$  igual al suyo.

#### C.—Propiedades químicas del $\text{CO}_2$ .

EXPERIMENTO 37.—En un frasco vacío y colocado boca arriba (en una probeta) se introduce una vela encendida y se tapa la probeta; se apaga la vela por haberse consumido en la combustión todo el oxígeno que había. Si entonces se echa en el recipiente un poco de agua de cal y se agita, se forma carbonato cálcico insoluble, enturbiándose el agua.

### VOCABULARIO

CALIZA.—Carbonato de calcio en estado natural (con diversas impurezas).  
EXPELER.—Es lo mismo que arrojar o expulsar.

DESALOJAR.—Expulsar un objeto a otro, ocupando su lugar. Por ejemplo, cuando se introduce un sólido en agua, ésta es desalojada.

EXPERIMENTO 38.—Se ponen al aire dos pequeñas cápsulas de cristal, una con agua de cal y la otra con agua potable. Al cabo de algún tiempo se ve que la que tiene agua de cal se cubre con una película lechosa que indica la formación de carbonato cálcico debido a la acción de  $\text{CO}_2$  que existe en la atmósfera. En la otra cápsula el agua no se altera.

Una reacción semejante ocurre en el frasco lavador de la Fig. 90, que se usa para eliminar el  $\text{CO}_2$  del aire.

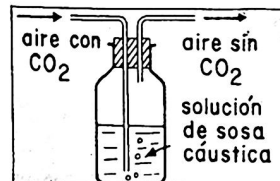


Fig. 90.—Frasco lavador para extraer al aire el anhídrido carbónico.

EXPERIMENTO 39.—En un frasco con  $\text{CO}_2$  se echa un poco de solución de tornasol azul y se agita. El líquido toma una coloración rojiza, esto quiere decir que se ha formado un ácido:



es el ácido carbónico (que no se conoce en estado de libertad).

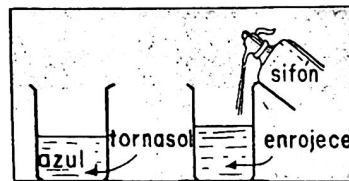
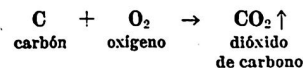


Fig. 91.—El tornasol enrojece con el agua de Seltz.

EXPERIMENTO 40.—El experimento de la Fig. 91 comprueba, de la misma manera, que el "agua de sifón" o agua de Seltz contiene  $\text{CO}_2$ .

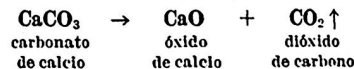
#### D.—Obtención del $\text{CO}_2$ en la industria.

1°—En la industria se obtiene por la combustión del coque:



2°—También se capta de manantiales que existen en la naturaleza, como los de El Peñón, en el Distrito Federal.

3°—También podría obtenerse industrialmente como producto de la calcinación de la piedra caliza:



El  $\text{CO}_2$  se expende en estado líquido (en cilindros de acero) o en estado sólido (bloques de hielo seco de que se habla a continuación).

*E.—El dióxido de carbono en México.*

El gas carbónico se produce en forma de líquido o de sólido, con materias primas nacionales (petróleo o carbón, fermentación y gas natural). Existen en el país fábricas de hielo seco; el 90% de la producción de ese hielo seco se usa en la industria de los helados; el resto se emplea en diversas industrias y como refrigerante de alimentos. El 90% del anhídrido carbónico líquido se emplea en la carbonatación de refrescos. La producción de  $\text{CO}_2$  en México fue de 400 000 toneladas en 1968.

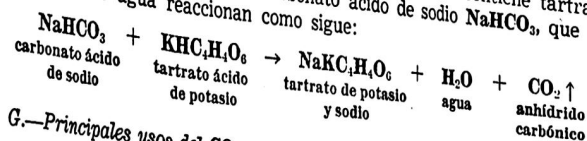
Varias cervecerías producen el  $\text{CO}_2$  que necesitan. Hay fábricas de  $\text{CO}_2$  en el Distrito Federal, Aguascalientes, Nuevo León, Jalisco, San Luis Potosí, Chihuahua y Mérida. Hay mercado de este producto en casi toda la República; no existe comercio exterior.

*F.—Obtención en el laboratorio.*

EXPERIMENTO 41.—En un poco de "bicarbonato" de sodio (el llamado vulgarmente "carbonato" que se compra en la farmacia) se echa vinagre. La espuma que se forma es de anhídrido carbónico.

En ese caso la reacción se debe al ácido acético que existe en pequeña proporción en el vinagre.

Una reacción semejante ocurre en los "polvos de hornear" que se usan en la elaboración de ciertas clases de pan con el objeto de producir el  $\text{CO}_2$  para que "levante" la masa, o sea que adquiera un volumen considerable y el efecto del calor llegue en forma conveniente a todos los ingredientes. Hay diversas clases de polvos de hornear, una de ellas contiene tartrato ácido de potasio  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  y carbonato ácido de sodio  $\text{NaHCO}_3$ , que en presencia de agua reaccionan como sigue:



*G.—Principales usos del  $\text{CO}_2$ .*

1.—Las bebidas gaseosas y el "agua de sifón" contienen anhídrido carbónico comprimido a varias atmósferas. Ese anhídrido forma con el agua ácido carbónico que es el que le da el sabor característico a esa clase

VOCABULARIO

HIELO SECO.—Anhídrido carbónico sólido.

de bebidas. Al disminuir la presión, el exceso de ácido carbónico se descompone y se desprende  $\text{CO}_2$ . Después de algún tiempo el refresco pierde su sabor porque casi todo el ácido carbónico ha desaparecido.

2.—Los polvos de hornear son una mezcla de "bicarbonato" de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) y algún ácido orgánico en cristales. Al echar agua a la masa que contiene esos polvos, el ácido ataca al "bicarbonato" y se desprende  $\text{CO}_2$  formando burbujas, que son las que hacen que "levante" la masa y le dan la textura más o menos esponjosa que tiene el pan.

3.—Para refrigeración se usa el hielo seco. Para obtenerlo se parte del  $\text{CO}_2$  líquido contenido a presión en un recipiente cilíndrico; se deja salir por una llave para que se evapore rápidamente al aire libre y se recibe en una bolsa de tela transformándose entonces en sólido por el enfriamiento brusco que experimenta. El nombre "hielo seco" que se da a la nieve carbónica se debe a que, a pesar de que su temperatura es de  $73^\circ\text{C}$  bajo cero, al estar expuesta al aire no se funde, sino se sublima, o sea que pasa directamente al estado de gas. Su poder refrigerante es muy superior al del hielo.

4.—Se usa también el  $\text{CO}_2$  para apagar incendios porque al cubrir con  $\text{CO}_2$  un lugar que se encuentra en llamas, se impide la llegada del oxígeno comburente del aire al contacto con los materiales que se están quemando. Los extinguidores (Fig. 92) tienen un dispositivo que permite efectuar la reacción química que produce el  $\text{CO}_2$  (por ejemplo poniendo en contacto "bicarbonato" de sodio con algún ácido) en el momento requerido, arrojándose entonces un chorro del gas al sitio del incendio. La reacción que ocurre en el caso de la Fig. 92 es:

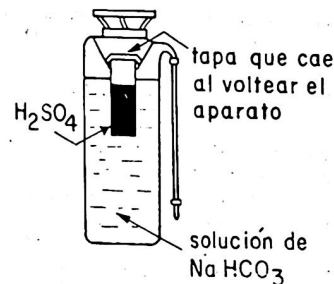
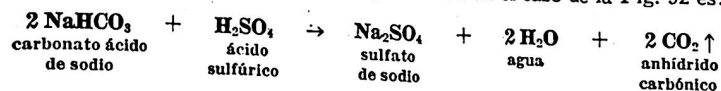


Fig. 92.—Extinguidor de incendios.



VOCABULARIO

POLVOS DE HORNEAR. — Mezclas de diversas sustancias que se emplean para añadir a la masa con que se hace pan. El objeto de esos polvos es producir  $\text{CO}_2$ , que constituye el gas que "levanta" la masa.

BICARBONATO DE SODIO.—Polvos blancos que vulgarmente se conocen con el nombre de "carbonato" y que se compran en las farmacias para fines estomacales o para cocinar.

En los extinguidores modernos, ya no se produce el  $\text{CO}_2$  en el momento en que se necesita, sino que el  $\text{CO}_2$  se guarda licuado y a presión, y al salir se convierte inmediatamente en gas.

Los incendios con petróleo, aceite o gasolina no deben tratar de apagarse con agua, porque tales combustibles flotan en el agua y en vez de limitarse el fuego se extiende.

El  $\text{CO}_2$  no es venenoso, pero tampoco es respirable, por eso debe tenerse cuidado de que en las industrias en donde se produce como consecuencia de diversos procesos (fermentación de vino por ejemplo) no se acumule en lugares a donde pueda entrar la gente, que se expone a morir por asfixia.



La cantidad de  $\text{CO}_2$  que llega al aire como consecuencia de las combustiones (incluyendo las que se producen en los organismos animales según se indicó en la página 158) no llega a hacerse dañina porque las plantas lo consumen (también otros procesos naturales ayudan a regular el contenido de  $\text{CO}_2$  de la atmósfera).

5.—Muchas "sales estomacales" contienen "bicarbonato" de sodio y ácido tartárico; la efervescencia que se produce cuando se echan en agua se debe al desprendimiento de  $\text{CO}_2$ .

#### H.—Ácido carbónico y carbonatos.

Recuérdese que se llaman anhídridos de ácidos los óxidos de los elementos no metales, o sea electronegativos, y que al combinarse con agua dan el ácido respectivo.

El  $\text{H}_2\text{CO}_3$  o ácido carbónico es un ácido débil y muy inestable, que se descompone fácilmente.

Al  $\text{CO}_2$  se le da a veces indebidamente el nombre de "ácido carbónico"; esa denominación es más correcta cuando está disuelto en agua, según la reacción reversible del experimento 39.

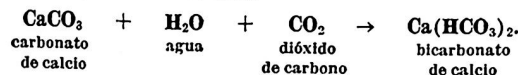
El ácido carbónico es importante no por sí mismo sino por sus sales. Como es un ácido dibásico (o diprótico) forma carbonatos y "bicarbonatos":  $\text{Na}+\text{HCO}_3^-$  es el "bicarbonato" de sodio o carbonato de hidrógeno y sodio como se le llama modernamente:  $(\text{Na}^+)_2\text{CO}_3$  es el carbonato de sodio.

Producción en México en 1968:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 286 000 T;  $\text{NaHCO}_3$ , se importa.

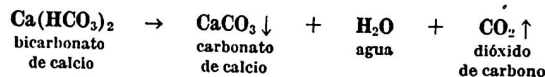
#### VOCABULARIO

DIBÁSICO.—Se llama así un ácido que tiene dos hidrógenos sustituibles por metal y que por lo tanto puede formar dos sales: una sal "ácida" (que conserva un hidrógeno) y una sal neutra (que no conserva hidrógeno). El nombre "dibásico" tiende a eliminarse y a sustituirse por "diprótico".

EXPERIMENTO 42.—Si en el experimento 1 de la Práctica Núm. 21 (pág. 298) después de que el agua de cal se ha enturbiado se sigue haciendo pasar el dióxido de carbono, gradualmente desaparece el aspecto lechoso y el líquido se aclara nuevamente, debido a que se forma "bicarbonato" de calcio, el cual es soluble:



Si se pone a hervir la solución, se vuelve a formar el carbonato de calcio, invirtiéndose la reacción anterior:



y se vuelve nuevamente turbia la solución.

El proceso anteriormente descrito de la formación del "bicarbonato" de calcio ocurre en la naturaleza en regiones calizas o cretáceas: el agua de lluvia, al pasar por el aire, disuelve dióxido de carbono y forma una solución diluida de ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ ). Al filtrarse esa solución por las rocas calizas disuelve el carbonato de calcio formando "bicarbonato" y al ir avanzando esa disolución se van formando las cavernas que son características de esas zonas (Grutas de Cacahuamilpa, en Guerrero; Cuevas de García, en Nuevo León, etc.).

En esas cavernas el agua que gotea de la parte superior eleva su temperatura y disminuye su presión, desprendiéndose entonces el  $\text{CO}_2$  y formándose nuevamente el  $\text{CaCO}_3$  insoluble que ya no es arrastrado por el agua, sino que queda adherido al techo formando las **estalactitas**, que a manera de agujas o conos se ven colgadas en los techos de esas cavernas. Parte de esa agua que gotea cae al piso llevando todavía bicarbonato disuelto, allí pierde el  $\text{CO}_2$  y el carbonato que en ese lugar queda se va acumulando, constituyendo las **estalagmitas**, de formas caprichosas y fantásticas que se van elevando del suelo, hasta juntarse, a veces, con las estalactitas.

#### I.—Monóxido de carbono.

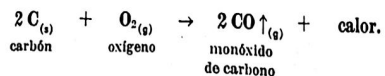
##### 1.—Obtención y propiedades del CO.

El monóxido de carbono  $\text{CO}$  es un gas incoloro y venenoso que se produce cuando el carbón se quema en una atmósfera con poco oxígeno:



#### VOCABULARIO

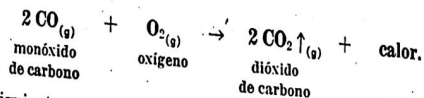
FERMENTACION.—Transformación de ciertas clases de azúcar en alcohol con producción de  $\text{CO}_2$ .



NOTA.—(s) significa sólido; (g) \*significa gaseoso.

Por eso se produce en los braseros mal encendidos. Igualmente, en un garage cerrado en el que se pone a funcionar el motor de un automóvil se va acumulando el monóxido de carbono producido. Ambas circunstancias son muy peligrosas porque el CO tiene casi la misma densidad que el aire y se mezcla con él sin que haya manera de percibirlo. Muchos accidentes mortales han ocurrido por estos descuidos, debido a que al pasar a la sangre el CO se combina con la hemoglobina y entonces ésta no puede tomar el oxígeno de los pulmones para llevarlo a todo el organismo.

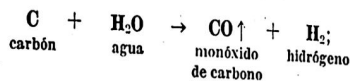
El monóxido de carbono es combustible y arde en el aire con llama azulada:



por consiguiente es reductor y por eso se emplea en metalurgia.

## 2.—Usos del CO.

En la industria el CO se obtiene haciendo pasar un chorro de vapor de agua por coque calentado al rojo blanco:



el resultado es una mezcla de dos gases combustibles CO y H<sub>2</sub> que se llama "gas de agua" y que se emplea como combustible.

También como combustible industrial y para motores de combustión interna se emplea el gas pobre que es una mezcla de CO y nitrógeno que se obtiene por el mismo procedimiento que el gas de agua, pero pasando una corriente de aire y no de vapor de agua sobre carbón a elevada temperatura.

## VOCABULARIO

**HEMOGLOBINA.**—Sustancia contenida en la sangre, que tiene por objeto tomar oxígeno del aire que llega a los pulmones y llevarlo a todas las partes del cuerpo.

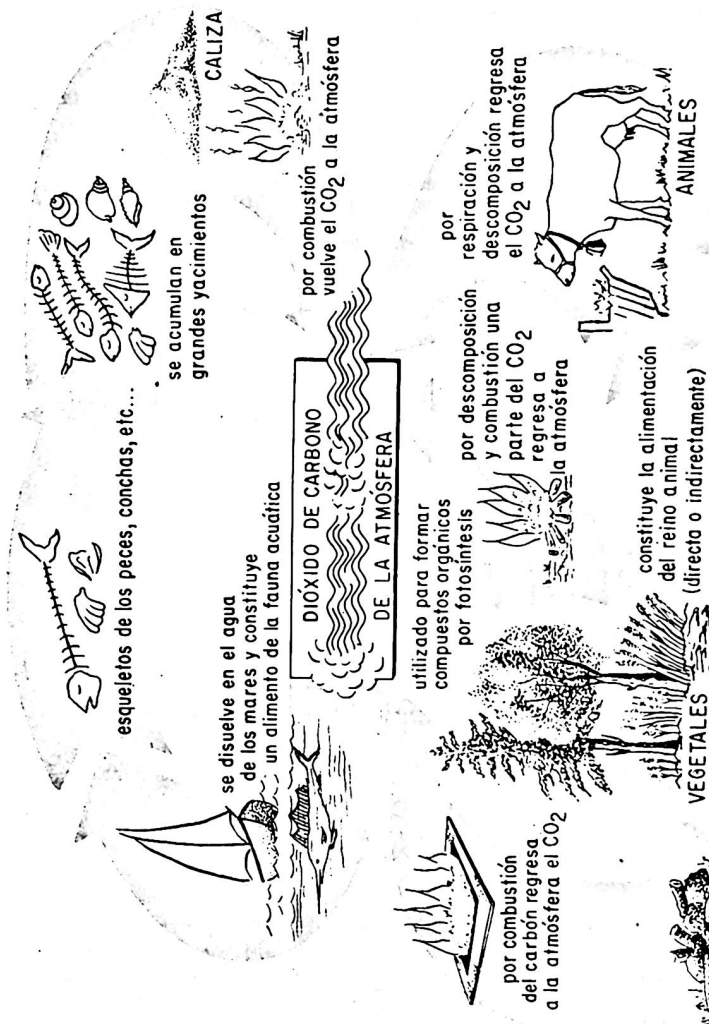


Fig. 93.—Diversas etapas por las que pasa el carbono y algunos de sus compuestos, fundamentalmente el dióxido de carbono.

## ESTUDIO DEL SILICIO

## a) Formas alotrópicas y principales propiedades.

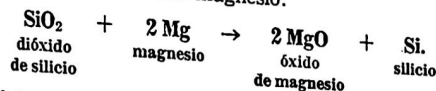
Símbolo Si, del latín *silex*, pedernal. Peso atómico 28; valencia IV.

El silicio es un elemento sólido que no se encuentra libre en la Naturaleza, sino en forma de *cuarzo* o *silice*  $\text{SiO}_2$ . La arena está constituida casi totalmente por pedacitos de cuarzo. También se encuentra el silicio en los silicatos con que están formadas muchas *rocas* y la *arcilla*.

De hecho, el silicio es el elemento más abundante en la corteza terrestre, después del oxígeno, como lo muestra el siguiente cuadro:

CONSTITUCIÓN DE LA CORTEZA TERRESTRE	
Oxígeno .....	49 %
Silicio .....	26 %
Aluminio .....	7.4%
Sodio y potasio .....	5 %
Hierro .....	4.7%
Calcio .....	3.4%
Magnesio .....	2 %
Hidrógeno .....	0.9%
Otros elementos .....	1.6%

A partir de la sílice o dióxido de silicio se obtiene en el horno eléctrico el silicio por reducción con magnesio:



Así se obtiene el silicio en estado amorfo, que es un polvo pardo. También hay otra forma alotrópica del silicio, que se presenta en forma de cristales grises y brillantes.

La *silice* o *cristal de roca*  $\text{SiO}_2$  se presenta en la naturaleza en cristales que afectan la forma de prismas hexagonales que rematan en una pirámide (Fig. 94). Se llama también *cuarzo*. Cuando toma un color violeta por impurezas que contiene, se llama *amatista*. El *ópalo* es una variedad amorfa de la sílice.



Fig. 94.—Prisma de cristal de roca ( $\text{SiO}_2$ ).

## b) Compuestos más importantes del silicio y sus usos.

El  $\text{SiO}_2$  es el anhídrido del ácido silícico, si bien no se combina directamente el  $\text{SiO}_2$  con el agua para formar el  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  (ácido silícico).

## b) Compuestos y usos del silicio

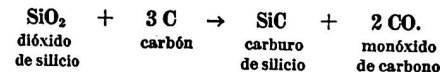
En cambio existen diversas sales de ese ácido y de otros del silicio. Tales son el *feldespato*, la *mica* y otros minerales que constituyen la mayoría de las rocas.

El silicato sódico disuelto en agua es un líquido de aspecto *siruposo* (de jarabe).

EXPERIMENTO 43. En un crisol se pone una mezcla de carbonato sódico y vidrio o arena triturada. Al calentar intensamente se forma silicato sódico soluble.

Esta sustancia, llamada también vidrio soluble se usa para hacer pegamento y para impermeabilizar la madera.

Si en el horno eléctrico se mezclan arena y coke molido y se eleva la temperatura a unos  $3\,000^\circ\text{C}$  se produce la siguiente reacción:



El carburo de silicio  $\text{SiC}$  o *Carborundum* (nombre patentado) se obtiene en forma de hermosos cristales violetas, acerados, sumamente duros y químicamente muy inactivos. Si se pulverizan constituyen un poderoso abrasivo. Mezclado con un cementante adecuado se pueden hacer piedras de amolar de distintos tipos para muy diversos usos industriales: esmeriles, lijás, etc. El  $\text{SiC}$  se importa, lo mismo que el  $\text{SiO}_2$ .

Uno de los usos más importantes del  $\text{SiO}_2$  (de la arena silícica), es la obtención del vidrio que tan importante es en la vida moderna. Básicamente, el vidrio se fabrica fundiendo arena ( $\text{SiO}_2$ ), caliza ( $\text{CaCO}_3$ ) y carbonato sódico o sosa ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Esta mezcla constituye un líquido sumamente viscoso, que a temperatura ambiente "ya no fluye" (es lo que se denomina un *líquido sobreenfriado*). Es transparente e incoloro, aunque algunas veces se le da color con ciertas sustancias; por ejemplo, el color rojo se le da agregando pequeñas cantidades de oro finamente dividido a la mezcla fundida, o agregando en igual forma óxido de manganeso.

Así como se le agregan sustancias para darle color, también se le agregan determinadas sustancias para su uso en óptica, resistencia a determinados agentes químicos, resistencia a los cambios bruscos de temperatura, etc.

El *asbesto* o *amianto* es un silicato de magnesio que se encuentra en la Naturaleza en forma de fibras flexibles que tienen la propiedad de resistir a la acción del fuego y por eso se emplea en la fabricación de trajes para bomberos y de balatas para frenos. Mezclado con cemento portland y con otras sustancias de relleno se utiliza para hacer placas y tejas resistentes al fuego. Además se emplea para aislar contra el enfriamiento calderas, hornos, tubos conductores de vapor, etc.

## ACTIVIDADES SOBRE EL CARBON.

Breve descripción de algunas variedades de carbón, principalmente las que sean más conocidas en la localidad. Discusión sobre la importancia que tiene la sustitución del carbón vegetal por otros combustibles a fin de conservar los bosques, los cuales, no sólo benefician a la región porque protegen el suelo de erosiones, sino también por que, racionalmente explotados, contribuyen a aumentar la riqueza nacional. Dar a los alumnos una lista de los diversos combustibles que se utilizan en el país, para que, por su cuenta, investiguen, consulten y anoten su poder calorífico y su precio en el mercado.

Transparencias o películas sobre el diamante y el  $\text{CO}_2$ .

## CUESTIONARIO

1. ¿Qué diferencia hay entre carbón y carbono?
2. Enumere diversas clases de carbones naturales, indicando para qué se usan.
3. ¿Qué quiere decir que un elemento simple tiene diversas formas alotrópicas? Cite algunas formas alotrópicas del carbono.
4. Explique por qué no debe usarse la madera para hacer carbón.
5. Indique brevemente cómo se obtiene el coque que se usa en la industria.
6. ¿Cómo se obtiene el CO y cómo el  $\text{CO}_2$ ?
7. ¿Para qué se usa el carbono en metalurgia? Explique.
8. Haga una descripción detallada de los combustibles usados en nuestro país: madera, hulla, petróleo, dando una idea de las existencias de cada uno de ellos, los usos que se les da y los que debe dárseles, así como las condiciones industriales que esos materiales imponen a México.
9. Describa varios experimentos que puedan efectuarse para saber si hay anhídrido carbónico en un depósito.

## VOCABULARIO

**BALATA.**—Se llama así una pieza del freno de un automóvil que por rozamiento contra una cierta superficie de la rueda hace que ésta se detenga. Como consecuencia de ese rozamiento la balata se calienta considerablemente. Las balatas se usan también en diversas máquinas.

10. ¿Cómo se recibe y conserva en un frasco un gas más denso que el aire? ¿Cómo se hace con un gas menos denso que el aire? Ilustre con figuras.
11. ¿Se puede vaciar gas de un depósito a otro? Ilustre con figuras el vaciado de un gas más denso que el aire y el de otro menos denso.
12. Un frasco con agua de cal transparente se deja a la intemperie. Al cabo de algún tiempo se cubre de una película lechosa. Explique lo que ocurre y escriba la ecuación respectiva.
13. Explique la efervescencia que ocurre al echar unas gotas de ácido muriático en un pedazo de mármol.
14. Indique cómo puede comprobarse que el  $\text{CO}_2$  es el anhídrido del ácido carbónico.
15. Indique varias maneras de obtener el anhídrido carbónico.
16. ¿El  $\text{CO}_2$  es soluble en el agua? ¿Cómo podría comprobarlo?
17. ¿Qué ventajas tiene el llamado "hielo seco" sobre el hielo?
18. Explique cómo funciona un extinguidor de incendios a base de anhídrido carbónico.
19. Explique en qué condiciones pueden ocurrir accidentes mortales con monóxido de carbono.
20. Consulte en el diccionario las raíces de la palabra exotérmico e ilustre con una ecuación química una reacción de ese tipo.
21. Dé un ejemplo de proceso endotérmico y otro de exotérmico.
22. Explique cómo se obtiene el gas pobre y el gas de agua y qué usos tienen.
23. Escriba la reacción que ocurre en el frasco lavador de la Fig. 90, pág. 287.
24. En la siguiente tabla se mencionan algunos datos del carbonato de calcio o de sus compuestos o derivados o de sus usos, copie la tabla y complétela:

FORMULA	Nombre común (no el nombre con que se conoce en química)	USO
	Cal viva	
$\text{Ca(OH)}_2$		
		Piedra para construcciones ornamentales
		Para probar la presencia de $\text{CO}_2$
	Piedra caliza	



# PRÁCTICA DE LABORATORIO.—DIOXIDO DE CARBONO. O ANHIDRIDO CARBONICO.

OBJETO.—Obtención del dióxido de carbono y estudio de sus propiedades.

APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES. — Cuba hidroneumática, placas de vidrio, matraz Erlenmeyer, tapón biperforado, tubo de seguridad, tubo de desprendimiento, vasos de precipitados, agitador, embudo, papel filtro, frascos o probetas para gases; pedazos de mármol, cal apagada, ácido clorhídrico; vela de cera. (Véanse láminas de instrumentos al final del libro.)

## • PROCEDIMIENTO

1.—A un depósito que contiene un poco de agua de cal completamente clara [ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ], preparada como se ilustra en la Fig. 95, se le hace llegar aire procedente de los pulmones por medio de un tubo en el que se sopla una y otra vez hasta que el líquido se ve lechoso. ¿Qué es lo que ha ocurrido?

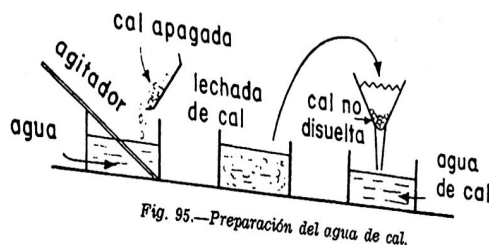


Fig. 95.—Preparación del agua de cal.

2.—Ese mismo  $\text{CO}_2$  resultante de la respiración se puede recibir en una cuba hidroneumática. Para ello antes de soplar el aire para que penetre a la cuba por medio de un tubo, se contiene un poco en el pulmón y entonces se sopla; se repite la operación todas las veces que se necesite hasta llenar el tubo invertido. Se tapa con una placa de vidrio, se saca y se voltea con la boca hacia arriba. Entonces se introduce en el tubo una vela encendida sostenida por un alambre (Fig. 96). ¿Qué es lo que ocurre?

3.—Se instala un aparato como el de la Fig. 97 poniendo unos pedazos de mármol en una solución de ácido clorhídrico (el ácido se



Fig. 96.—Una vela encendida se apaga dentro del anhídrido carbónico.

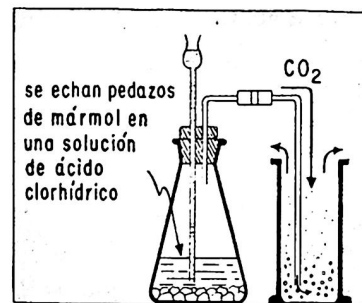
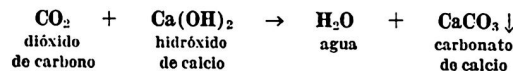


Fig. 97.—Preparación del anhídrido carbónico en el laboratorio.

echa por el tubo de seguridad). Por el tubo de desprendimiento sale bióxido de carbono que al llegar al fondo de la probeta va desalojando el aire de ella por ser más denso que él. ¿Cómo se puede reconocer que es  $\text{CO}_2$ ?

## • RESULTADOS

1.—El gas expelido por los pulmones contiene  $\text{CO}_2$ . Al ponerse este gas en contacto con el hidróxido cálcico ocurre la siguiente reacción:



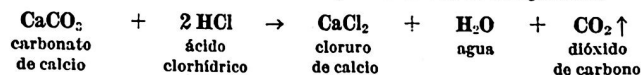
Es el carbonato cálcico el que enturbia el agua por ser insoluble.

2.—Al introducir en  $\text{CO}_2$  una vela encendida, se apaga inmediatamente (Fig. 96), lo que significa que el  $\text{CO}_2$  o anhídrido carbónico no permite la combustión.

El experimento de la Fig. 89 (pág. 286) también lo comprueba.

3.—El  $\text{CO}_2$  desaloja al aire porque su densidad es 1.52 veces mayor que la del aire.

La reacción mediante la cual se genera el  $\text{CO}_2$  es la siguiente:



Si mediante el tubo de extracción se hace burbujear el gas por una solución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (agua de cal), ésta se enturbia, reconociéndose así que se trata de  $\text{CO}_2$ .

## UNIDAD XII

### METALES Y METALURGIA.

### ALEACIONES Y AMALGAMAS

#### CONCEPTO FISICO Y QUIMICO DE LOS METALES Y SU CLASIFICACION.

##### a) Concepto físico y químico.

Hasta aquí nos hemos ocupado de los elementos no metálicos; a continuación trataremos de los metales, que son sustancias de características bien conocidas, por ser muy usadas en multitud de artículos industriales, comerciales, etc.

Las principales *propiedades* de los metales son las siguientes:

1. Se pueden pulir y presentan "*brillo metálico*", a diferencia de los no metales que no tienen brillo. Sólo algunos no metales son brillantes, pero su brillo no es metálico, sino cristalino o sea como de vidrio.
2. Son *opacos* a la luz, mientras que los no metales son transparentes o traslúcidos. La mayoría de los metales son de color blanco de plata.
3. Son *buenos conductores* del calor y la electricidad, contrariamente a lo que ocurre con los no metales.
4. Son *maleables*, o sea que se puede hacer con ellos láminas muy delgadas. También son *dúctiles* o sea que se puede preparar con ellos alambres delgados. En cambio los no metales son muy frágiles.
5. Muchos metales tienen gran *tenacidad* o sea que presentan una *gran resistencia a la tensión*.
6. En general los metales son más *duros* que los no metales.
7. En los fenómenos electrolíticos los metales constituyen *iones positivos*, que se depositan en el cátodo (cationes).
8. La mayoría de los metales se *combinan con el oxígeno* (óxidos), *azufre* (sulfuros) y *cloro* (cloruros) y esos compuestos generalmente no se descomponen fácilmente.
9. La mayoría de los metales *reaccionan*, con mayor o menor intensidad *con los ácidos*, formando sales del metal y desprendiendo en muchos casos el hidrógeno de los ácidos. Este proceso químico se llama "desalojar el hidrógeno del ácido".

10. Casi todos son *monoatómicos* en estado gaseoso.

La tabla siguiente permite comparar las principales propiedades de los metales:

## SERIE ELECTROMOTRIZ O SERIE DE ACTIVIDAD

POTASIO (más electropositivo)
SODIO
CALCIO
MAGNESIO
ALUMINIO
ZINC
HIERRO
ESTAÑO
NIQUEL
PLOMO
HIDRÓGENO (es también electropositivo)
COBRE
MERCURIO
PLATA
ORO (menos electropositivo)

Todos los metales que están arriba del hidrógeno lo desalojan del agua o de cualquier solución que contenga iones de hidrógeno. Los metales que están abajo del hidrógeno no lo desalojan. Los primeros metales de la lista son muy ligeros y los últimos son de gran densidad. Los metales de la parte superior de la tabla son muy activos y además forman compuestos muy estables. Lo contrario sucede con los metales de la parte inferior de la tabla. El orden de los metales en esa lista depende de sus tendencias a perder electrones: el potasio tiene la máxima tendencia y el oro la mínima. Y como la pérdida de electrones constituye la oxidación (véase pág. 205), el orden en que están los metales de esa serie refleja su relativa facilidad de oxidación y por consiguiente su efectividad relativa como agentes reductores.

Si en la Tabla periódica de los elementos se localizan los metales enumerados se ve que en todos ellos el nivel exterior de los átomos tiene sólo 1, 2 ó 3 electrones. A esos átomos les es más fácil perder sus electrones de valencia (para alcanzar una estructura estable de 8), venciendo la fuerza de atracción que sobre ellos ejerce el núcleo, que ganar 5, 6 ó 7 electrones venciendo la repulsión que sobre éstos ejercerían los electrones propios del átomo.

Así se explica que los metales forman iones positivos: porque con más o menos facilidad pierden sus electrones periféricos.

Si bien el hidrógeno es un gas y no presenta las propiedades que ordinariamente se asocian a los metales, no por ello deja de ser un metal. Si se encuentra en estado gaseoso es porque la energía calorífica que re-

cibe a las temperaturas ordinarias es suficientemente grande, para hacer que sus átomos se muevan libremente.

De hecho, la característica principal de los metales es la facultad que tienen de desprenderse de sus electrones de valencia.

Así por ejemplo, si un pedazo de metal se introduce en una solución de una de sus sales, los iones del metal tienden a pasar a la solución, dejando en la porción de metal no disuelta sus electrones de valencia. Como consecuencia de ello el pedazo de metal se carga negativamente.

En la serie electromotriz de los metales, los primeros de la lista pierden sus electrones más fácilmente que los cercanos al hidrógeno. Así por ejemplo, si el potasio y el sodio se exponen al oxígeno del aire, inmediatamente, comienzan a ceder sus electrones al oxígeno, y se oxidan. El magnesio también lo hace, pero para ello hay que comenzar por calentarlo mucho y entonces se quema fácilmente. El cinc hace lo mismo, pero hay que calentarlo al rojo previamente. El cobre no se quema, sino que se oxida lentamente. El oro y el platino no se combinan con el oxígeno directamente.

Cada metal desaloja de sus compuestos a cualquiera que se encuentre abajo de él en la serie, como muestra el siguiente experimento.

EXPERIMENTO 44.—Si se mete una placa de cinc en una solución de  $\text{CuSO}_4$  (Fig. 98) el cinc desaloja al cobre del sulfato de cobre II:



entonces la placa de cinc se va recubriendo de cobre.

Estas propiedades son muy importantes para prever si determinadas reacciones químicas pueden ocurrir o no y para identificar un compuesto o elemento dado.

Ya se indicó en otro lugar que cuando un metal desaloja iones de hidrógeno de un ácido, se forma una sal; esto sólo ocurre con metales que en la serie electromotriz están arriba del hidrógeno.



Fig. 98.—El cinc desaloja al cobre de una solución que contiene iones de cobre.

## b) Metales libres o nativos.

## A.—Elementos en estado libre.

Son muy pocos los elementos que por su poca actividad química existen en la Naturaleza solos o sea no combinados con otros elementos. Tales son la plata, el oro y el platino, que se encuentran frecuentemente

en estado libre o estado nativo. También el cobre y el mercurio se encuentran a veces en estado nativo (son de los últimos elementos de la serie electromotriz).

### B.—Cobre.

Símbolo Cu, del latín *cuprum*, cobre. Peso atómico 63.6; valencias I y II.

El cobre es un metal químicamente muy inactivo y por tanto resistente a las diversas formas de corrosión, por lo cual es muy útil, tanto el metal como sus aleaciones.

1.—*Cómo se encuentra en la naturaleza.*—Aunque existe en estado nativo, sus minerales más importantes son el sulfuro de cobre y hierro  $\text{CuFeS}_2$  o *calcopirita*, y el sulfuro cuproso  $\text{Cu}_2\text{S}$  o *calcocita*. También existe en forma de óxidos, hidróxidos y carbonatos.

2.—*Propiedades y obtención.*—El cobre es un metal rojo que se pule fácilmente. Su densidad es 8.9. Funde a poco más de  $1000^\circ\text{C}$  y las piezas fundidas toman muy bien la forma del molde (cosa que no ocurre con el aluminio).

No indicaremos aquí el proceso metalúrgico de obtención del cobre, y sólo haremos notar que el paso final consiste en refinarlo por electrólisis para eliminarle las últimas impurezas que le quedan, que lo harían de poca utilidad práctica.

Después de la plata, el cobre es el mejor conductor de la electricidad y del calor y por eso se emplea en instalaciones eléctricas, transformadores, motores, máquinas dinamoeléctricas, etc. La resistencia a la tensión del metal puro es pequeña, pero la de sus aleaciones es considerable. Es muy dúctil y maleable.

Bajo la acción del aire húmedo, se cubre de una sustancia compuesta principalmente por sulfato básico cúprico, que es un polvo verde llamado *pátina*:  $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Los óxidos y las sales de cobre son venenosos.

El sulfato cúprico se emplea en galvanoplastia, por ejemplo, para la elaboración de electrotipos, o sea clisés recubiertos de cobre para la impresión de libros.

También se usa el sulfato cúprico como germicida y fungicida y como materia prima para la obtención de diversos compuestos químicos. Una



### VOCABULARIO

ALEACION.—Mezcla de varios metales fundidos.

GALVANOPLASTIA.—Proceso elec-

troquímico mediante el cual se recubre un metal de otro que lo protege o le comunica diversas propiedades que no tiene el metal recubierto.

### Plata

solución de sulfato cúprico con lechada de cal  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  constituyera de Burdeos o caldo bordelés, empleada como fungicida para otras plantas.

3.—*El cobre en México.*—El cobre era usado por los aborígenes hispanicos. En 1968 México produjo 86 400 toneladas de mineral de cobre. De lo que se extrae en México, el 45% es producido en Sonora; el resto en Chihuahua, Zacatecas, San Luis Potosí, Nayarit, Durango, Coahuila y Aguascalientes. La mayor parte de los yacimientos han estado en manos de empresas extranjeras, pero paulatinamente el gobierno mexicano ha tratado de que los yacimientos de éste y otros metales pasen a manos de capitales mexicanos.

Una buena parte de la producción se exporta como mineral concentrado, sin beneficiar.

### C.—Plata.

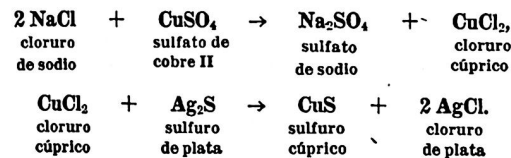
Símbolo Ag, del latín *argentum*, plata. Peso atómico 107.9; valencia I.

1.—*Cómo se encuentra en la naturaleza.*—La plata se encuentra en estado nativo o en forma de sulfuro  $\text{Ag}_2\text{S}$  (*argentita*) o de otros minerales argentíferos.

2.—*Obtención.*—México ha venido produciendo plata desde hace cientos de años.

1º El método de obtención más antiguo es el llamado **amalgamación de patios**. Consistía en pulverizar la argentita ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ) y extenderla en patios enlosados, revuelta con sal común y sulfato cúprico.

El conjunto se regaba con agua y se hacía una mezcla homogénea haciendo pasar caballerías por el patio:



Después se regaba mercurio encima y se volvían a hacer pasar las

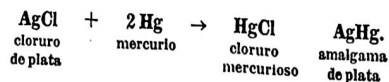
### VOCABULARIO

FUNGICIDA. — Sustancia que destruye hongos parásitos en las plantas.

ARGENTIFERO. — Se llama mineral

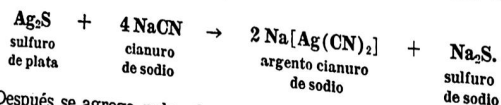
argentífero aquel que contiene, además del mineral mismo, plata o algún compuesto de plata.

caballerías. Se regaba una vez más con agua, se seguía mezclando con el paso de caballos y se abandonaba la mezcla dos o tres meses:

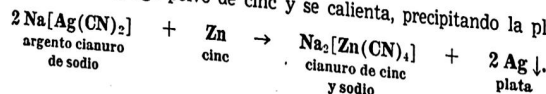


La amalgama de plata así formada (AgHg) se destilaba después, extrayéndose por un lado los vapores de mercurio y por otro la plata.

2ª Actualmente la extracción de la plata se hace por el proceso de cianuración que consiste en tratar al mineral pulverizado con cianuro de sodio o de potasio:



Después se agrega polvo de cinc y se calienta, precipitando la plata:

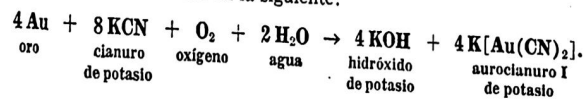


D.—Oro.

Símbolo **Au**, del latín *aurum*, oro. Peso atómico 197.0; valencias III y I.

1.—*Cómo se encuentra en la naturaleza.*—El oro se encuentra en estado nativo con cantidades variables de plata en forma de pepitas, granos o arena; también se encuentra en arenas y rocas cuarzosas, y cuando esas arenas son arrastradas por los ríos forman depósitos de arenas auríferas llamados *placeres*.

2.—*Obtención.*—Primero se separa el oro de la arena y materias pétreas que lo acompañan, lavándolo con una corriente de agua: el oro cae al fondo y el material ligero es arrastrado. Después se echan esas arenas en cianuro potásico que disuelve el oro al exponerse al aire, mediante reacciones que se resumen en la siguiente:



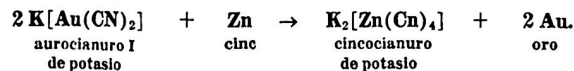
#### VOCABULARIO

AMALGAMA.—Aleación de mercurio con otro metal. PEPIITA.—Pedazo de oro nativo.

#### c) Metales alcalinos

307

Se elimina entonces la ganga y la solución de aurocianuro potásico se somete a electrólisis para separar el oro, o bien éste se precipita desalojándolo con cinc:



#### c) Metales alcalinos.

Consultando la Tabla de clasificación de los elementos se ve que en el grupo I, en la columna de la derecha, además del **Na** y el **K** están el litio **Li**, el rubidio **Rb** y el cesio **Cs**; todos ellos forman la familia de los metales alcalinos (el francio **Fr**, también).

**Litio**, símbolo **Li**, del griego *lithos*, piedra. Peso atómico 6.9; valencia I.

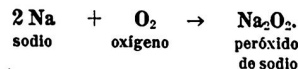
**Sodio**, símbolo **Na**, del latín *nitrum*, y después *natrium*, nombre que se daba antiguamente a la sosa. Peso atómico 23, valencia I.

En México el sodio metálico se importa.

**Potasio**, símbolo **K**, del árabe *al-qali*, latinizado a *kalium*, nombre que se daba a las cenizas de ciertas plantas del sur de España, que contienen potasio. Peso atómico, 39.1, valencia I.

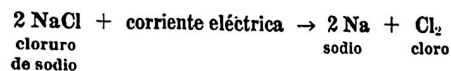
Entre los metales hay algunos que presentan grandes semejanzas debido a que sus átomos tienen configuraciones similares. Tales son el **sodio** y el **potasio** que se llaman metales alcalinos, con cuyos hidróxidos **NaOH** y **KOH** (sosa cáustica y potasa cáustica) se fabrican los jabones. La producción de **NaOH** en 1968 en México fue de 142 000 T; el **KOH** se importa.

El sodio es un metal blanco menos denso que el agua (lo mismo que el potasio). Al ser cortado presenta un color blanco brillante, pero se empaña rápidamente por cubrirse de una capa de óxido.



Tanto el sodio como el potasio son poderosos reductores que descomponen el agua en frío, como pone de manifiesto el experimento de la página 151.

El sodio se prepara por electrólisis del cloruro de sodio fundido, de acuerdo con la siguiente reacción:



El potasio se prepara de manera semejante.



Fig. 99.—Frasco para guardar el sodio.

## d) Metales alcalino-térreos.

En la primera columna del grupo II hay otra familia de metales, los cuales son berilio Be, magnesio Mg, calcio Ca, estroncio Sr, bario Ba y radio Ra. Todos ellos presentan propiedades muy semejantes y reciben el nombre de metales alcalino-térreos.

**Estroncio**, símbolo Sr, de *Strontian*, un lugar de Escocia, donde se encontró un mineral que lo contiene. Peso atómico 87.6; valencia II.

**Bario**, símbolo Ba, del griego *barys*, pesado. Peso atómico 137.4; valencia II.

## A.—Calcio.

Símbolo Ca, del latín *calx*, piedra caliza. Peso atómico 40; valencia II. El calcio es un metal del grupo II de los elementos, cuya densidad es 1.6 y que interesa no tanto por el metal mismo como por sus compuestos.

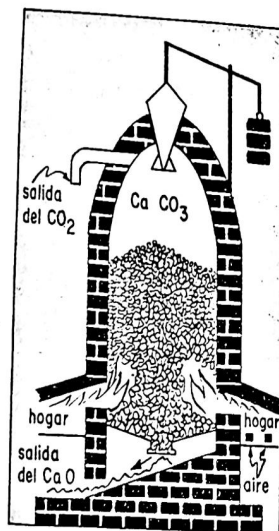
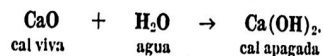


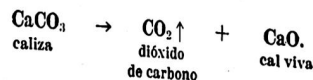
Fig. 100.—Horno de cal de trabajo intermitente.



Ya hablamos en otro lugar del yeso  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  que se encuentra en muchos lugares de la Tierra.

Mucho más abundante es el carbonato cálcico  $\text{CaCO}_3$  que en el estado natural se encuentra en forma de *piedra caliza*, de *creta* y de *mármol*.

Calcinando la piedra caliza (figura 100), se obtiene el óxido de calcio o cal viva:



**EXPERIMENTO 45.**—Se ponen unos pedazos de mármol en un crisol que se mete al horno y se calienta al rojo. Una vez bien calcinado se obtiene un producto blanco grisáceo que es la cal viva. Si una vez frío se rocía un poco de agua fría (Fig. 101) se forman abundantes vapores (reacción exotérmica) y se obtiene el hidróxido de calcio o cal apagada, en forma de polvo blanco:

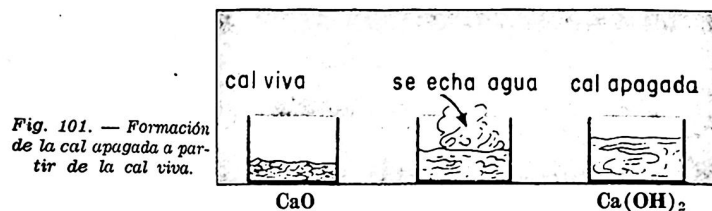
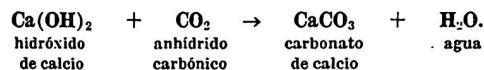


Fig. 101.—Formación de la cal apagada a partir de la cal viva.

Para hacer el mortero de cal que se emplea en las construcciones se mezcla la cal apagada con arena y agua; ese mortero se coloca entre las piedras, ladrillos, etc. El agua se evapora y por los huecos que deja la arena penetra el aire, con cuyo anhídrido carbónico ocurre la siguiente reacción:



El carbonato de calcio cristaliza (al fraguar, o sea al solidificarse) y los cristales se sueldan formando una masa compacta con la arena y con los ladrillos y piedras. Nótese que este proceso de fraguado entraña un cambio químico completo, a diferencia del fraguado del yeso, en cuyo caso sólo es una recristalización que ocurre al recuperar su agua de cristalización por lo que el cambio no es propiamente químico, sino físico.

## e) Metalurgia.

## A.—Minerales.

Como ya se indicó, la mayoría de los elementos se encuentran en la Naturaleza en forma de minerales, o sea en compuestos más o menos complejos.

Así por ejemplo, el hierro se encuentra en forma de óxido férrico  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (mineral llamado *hematita*); el cobre existe en sulfuro cuproso  $\text{Cu}_2\text{S}$  (*calcosita*); el aluminio en óxido  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (*bauxita*); el cinc se encuentra en forma de carbonato  $\text{ZnCO}_3$  (*smithsonita*); el estroncio en sulfato  $\text{SrSO}_4$  (*celestita*); el sodio en cloruro  $\text{NaCl}$  (*halita* o *sal gema*) y en nitrato  $\text{NaNO}_3$  (*nitro de Chile*); el fósforo en fosfatos, como la *clorapatita*.

## VOCABULARIO

**METALURGIA.**—Conjunto de operaciones que hay que ejecutar para extraer los metales de los minerales en que se encuentran.

**MINERAL.**—1º Compuesto químico o mezcla de compuestos químicos tal como se encuentran en la naturaleza. 2º Sitio de donde se extraen minerales aprovechables.



## B.—Metalurgia.

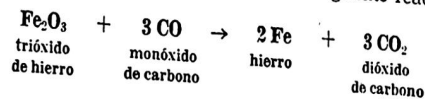
Se llama metalurgia al conjunto de operaciones que hay que ejecutar para obtener los metales a partir de las menas o sea de los minerales metalíferos.

Los *minerales*, extraídos en las minas que se excavan en las montañas, salen mezclados con *arena*, *arcilla* y pedazos de *roca*.

Lo primero que hay que hacer es eliminar estos materiales (a los que se les llama *ganga*) para dejar los minerales aislados y listos para ser *beneficiados* (para separar el metal de los elementos con que esté combinado).

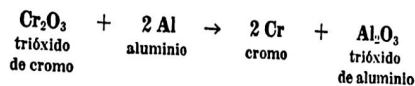
Cuando los minerales contienen azufre se les da un tratamiento previo que consiste en *tostarlos*, o sea calentarlos en contacto con el aire para reemplazar el azufre por oxígeno formando óxidos con los metales de que se trate.

Después para eliminar el oxígeno o sea para *reducir el óxido*, se mezcla con carbón y se calienta; lo mismo se hace con aquellos metales cuyos minerales son óxidos; así por ejemplo, tratándose del hierro, al quemarse el carbón se obtiene CO, produciéndose después la siguiente reacción:



el hierro se funde y se recoge en el fondo del horno (pág. 311).

En el caso de metales cuyo carácter metálico es intermedio entre el del aluminio y el del cinc, la reducción del óxido se hace con aluminio, llamándosele *aluminotermia*. El caso típico es el de la metalurgia del cromo:



En algunos casos (para obtener aluminio, sodio, potasio y calcio) se acude a la *electrólisis* para separar el metal de los elementos con que está combinado. El ion positivo del metal se dirige al cátodo y allí se deposita el elemento completamente puro.

## VOCABULARIO

**GANGA.** — Material no aprovechable que en las explotaciones mineras se extrae junto con el mineral beneficiable.

**BENEFICIO.**—Acción de someter los minerales al tratamiento metalúrgico.

## f) Hierro y acero.

Símbolo Fe, del latín *ferrum*, hierro. Peso atómico 55.8; valencias II y III.

El hierro puro es un metal blanco grisáceo de densidad 7.85; que presenta propiedades magnéticas y se oxida rápidamente si se deja expuesto a la acción del aire húmedo. La capa de herrumbre u óxido que se forma no se adhiere al hierro, sino que se desprende, por lo que el óxido hidratado que se forma va penetrando más y más al metal.

1.—*Cómo existe el hierro en la naturaleza.*—El hierro existe en forma de óxidos, carbonatos y sulfuros: *hematita* ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), *limonita*, que es óxido férrico hidratado ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ), *magnetita* ( $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ), *siderita* ( $\text{FeCO}_3$ ), *pirita* o disulfuro ferroso ( $\text{FeS}_2$ ) y *calcopirita* ( $\text{CuFeS}_2$ ).

2.—*Obtención en los altos hornos.*—La metalurgia del hierro recibe el nombre de *siderurgia*. Según ya se explicó consiste en la reducción del óxido de hierro mediante carbón a elevada temperatura, proceso que se lleva a cabo en los altos hornos (ver Fig. 102 y lámina de la pág. 312).

Estos hornos tienen de 20 a 30 metros de altura y están hechos de material refractario, forrados exteriormente de placas de acero.

Se llena el horno de capas alternadas de mineral, por ejemplo *hematita* y de coque metalúrgico, agregando *caliza* u otro fundente adecuado (material que facilita la fusión).

El oxígeno necesario para la combustión se introduce lateralmente por unas toberas que inyectan aire caliente a presión. Con el aire que entra por las toberas se quema el coque y se forma  $\text{CO}_2$ . Este se reduce a CO a mayor altura en el horno, al ponerse en contacto con coque al rojo. La caliza se descompone en cal viva y  $\text{CO}_2$  que se reduce también a CO a mayor altura en el horno. El monóxido de carbono reduce el óxido férrico:

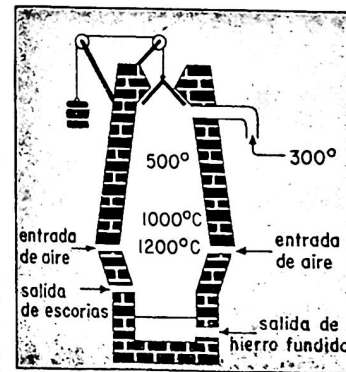


Fig. 102.—Esquema de un alto horno.

## VOCABULARIO

**OXIDO HIDRATADO.** — Compuesto que contiene algún óxido metálico y una o más moléculas de agua.

**REFRACTARIO.**—Material que resis-

te altas temperaturas sin descomponerse ni fundirse por la acción del calor.

**TOBERA.**—Tubo por el que se hace pasar aire a gran presión.

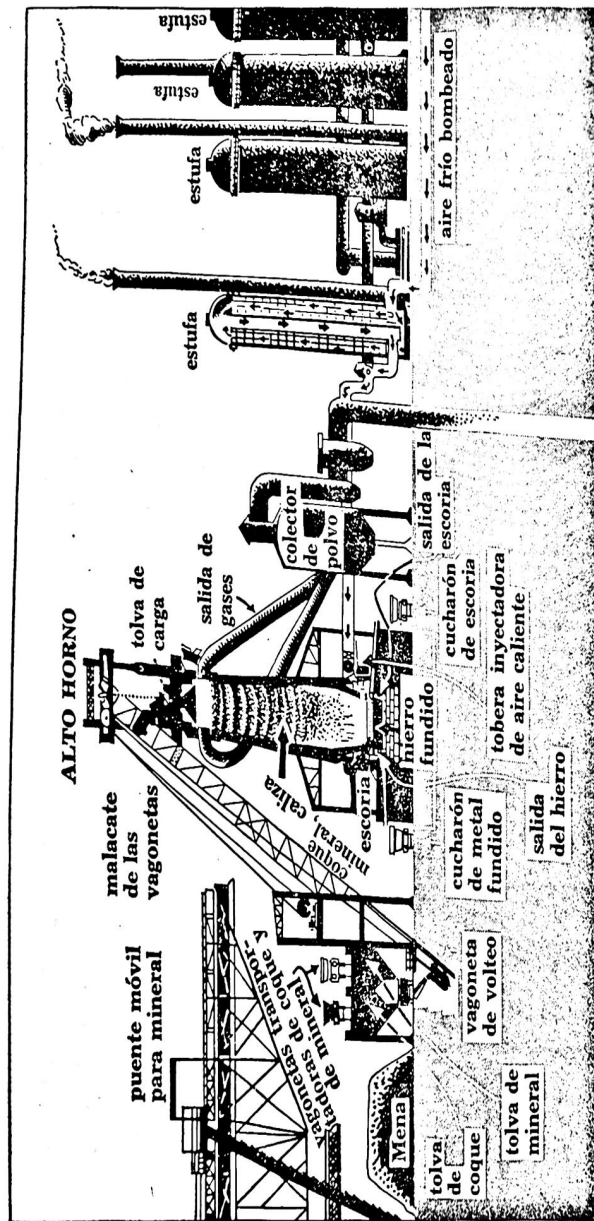
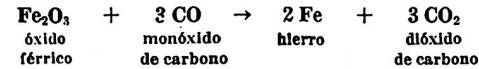


Fig. 103.—Con el malacate se suben el mineral, el coque y la caliza a la tolva de carga del alto horno. Las estufas calientan el aire que entra por la tobera al alto horno. El hierro fundido se vacía en los cucharones a la izquierda.

## f) Hierro y acero

313



El hierro fundido va a dar al fondo del horno, de donde se saca periódicamente vaciándolo en moldes de arena.

El fundente ayuda a separar las diversas impurezas que entran al horno con el mineral, formándose sobre el hierro fundido una escoria de silicatos de calcio y aluminio que se extrae por la abertura hecha para ese objeto.

3.—*Hierro de fundición, hierro dulce, acero.*—El producto de los altos hornos constituye los lingotes de fundición o **hierro colado**.

Con hierro colado se fabrican piezas fundidas (estufas, coladeras, postes, bases y otras similares); esas piezas se hacen de *fundición gris*, que es la que se obtiene al enfriar lentamente el hierro que sale de los altos hornos. Este material contiene carbono en forma de grafito cristalino y tiene la propiedad (semejante al agua) de que se dilata al solidificarse.

Si el producto de los altos hornos se enfria bruscamente, se obtiene la fundición blanca, con la cual se hace el hierro dulce y el acero. En la *fundición blanca* el carbono está químicamente combinado con el hierro. Se contrae un poco al solidificarse. Tanto la fundición blanca como la gris contienen el 2.5% a 5% de carbono, además de silicio, manganeso, azufre y fósforo.

El hierro así obtenido es frágil y no resiste golpes ni esfuerzos de tensión (como los que resiste un cable de acero).

Para eliminar el exceso de carbono que tiene el hierro fundido hay varios procedimientos, uno de ellos consiste en fundirlo y hacer pasar a través de él una corriente de aire. De esa manera se descarbura y se obtiene el **hierro dulce**, que contiene alrededor de un décimo por ciento de carbono. Así se obtiene un hierro casi puro que es maleable y calentado al rojo se puede soldar consigo mismo a golpes de martillo. Se llama también *hierro forjado* y se usa para la construcción de alambre, cadenas, imanes y artículos de ornato (ventanas, barandales, etc.).

Finalmente, el **acero** contiene desde 0.1 hasta 1.5% de carbono. Esta proporción de carbono hace que disfrute de las propiedades del hierro forjado, pero en mayor grado (mayor resistencia a esfuerzos de tensión y mayor dureza), si bien tiene menos ductilidad.

## VOCABULARIO

**ESCORIA.**—Material de desecho que flota sobre una sustancia fundida

**LINGOTE.**—Trozo de metal en bruto.

**FUNDICION.** — 1º Hierro colado.

2º Lugar donde se hacen las piezas de fundición.

**DESCARBURAR.**—Quitar el carbono al hierro.

## USOS DE LOS MAS IMPORTANTES METALES Y ALEACIONES.

### a) Usos del hierro y el acero.

#### A.—Importancia del hierro.

El hierro se conoce desde hace tantos años (por lo menos 1 400 y quizá 4 000 años antes de nuestra Era) que no siempre se reconoce su importancia, como índice de la cual anotaremos que los Estados Unidos del Norte producen anualmente más de la cuarta parte de la producción mundial de acero que era de unos 495 000 000 de toneladas en 1967.

Ese acero se emplea en la fabricación de ferrocarriles, vapores, automóviles, calderas, puentes, edificios, estufas, refrigeradores, alambre, herramientas, máquinas de todas clases, etc.

#### B.—Propiedades del hierro y del acero.

El hierro químicamente puro no se produce, ni se necesita, pues las distintas clases que sí se producen, así como sus aleaciones, se prestan a muy diversos usos.

Ya se indicó que el hierro se oxida fácilmente. Para protegerlo se recubre con una película de *zinc* (*hierro galvanizado*). También se puede recubrir con *estaño*, formándose así la *hojalata*, tan empleada en la fabricación de botes para conservar alimentos y toda clase de cuerpos que deban protegerse de la acción química o bacteriológica del aire.

En la actualidad la fabricación del acero ha llegado a un alto grado de perfeccionamiento y se puede obtener con seguridad un material cuyas propiedades se conocen con anticipación. Su ductilidad permite laminarlo en caliente para hacer rieles, viguetas, varillas, etc.

Sometiéndolo a distintos tratamientos caloríficos se le pueden variar sus propiedades (dureza, tenacidad, ductilidad, elasticidad, etc.).

Las propiedades de las diversas aleaciones se describen en el párrafo e) de la pág. 318, así como su constitución y los usos de las diferentes clases de hierros y aceros.

#### C.—El hierro en México.

Los yacimientos más importantes de hierro que tenemos están en Cerro del Mercado, Dgo., en Golondrinas, N. L. y en Monclova, Coah.; es en ellos en donde más se ha explotado.

Los altos hornos se han instalado en donde se dispone de carbón en la cercanía y en donde hay facilidad de comunicación, a saber, la Fundidora de Hierro y Acero de Monterrey, en Monterrey, N. L. y Altos Hornos de México, en Monclova, Coah. El hierro constituye la materia prima para

diversas industrias en forma de perfiles comerciales, barras, alambrón, perfiles estructurales, palastro, lámina, hojalata, rieles y planchuelas, ruedas de ferrocarril; bolas y piezas vaciadas.

Se estima que en México hay mineral de hierro para abastecer la industria siderúrgica unos 120 años, pero no debe exportarse porque pelagra la economía del país; en 1968 se produjeron en México 1 800 000 toneladas de hierro, y sin embargo tuvo que acudir a la importación de ciertos productos siderúrgicos.

### b) Usos del aluminio.

Símbolo **Al**, del latín *alumen*, alumbre. Peso atómico 27, valencia III.

#### A.—Importancia.

El aluminio es el metal más abundante en la naturaleza, aun más abundante que el hierro, pues éste sólo constituye el 4.7% de la corteza terrestre mientras que el aluminio constituye el 7.4%.

Se emplea como metal libre o en algunas aleaciones. También hay compuestos muy importantes del aluminio; las *arcillas*, que son silicatos de aluminio y con las cuales se hacen multitud de objetos útiles para el hombre. Además, la arcilla junto con la caliza constituyen la materia prima para fabricar cemento. El aluminio se obtiene a partir de  $Al_2O_3$ . En México no hay grandes posibilidades para la metalurgia del aluminio, sin embargo ya se produjeron 24 000 toneladas en 1968.

#### B.—Propiedades.

El aluminio es un metal blanco, plateado y lustroso cuya densidad es aproximadamente la tercera parte de la del hierro.

Es inalterable al aire, pues se cubre de una película de óxido  $Al_2O_3$ , que no se desprende del metal y que lo protege. Es muy buen conductor de la electricidad (como los  $\frac{2}{3}$  que el cobre, pero a igualdad de peso que el cobre es mejor conductor).

Es muy maleable y dúctil, pudiéndose hacer con él láminas mucho más delgadas que las hojas de papel común (láminas que se usan para envolver alimentos, dulces, etc.) y alambre más delgado que el cabello.

Su tenacidad, o sea su resistencia a los esfuerzos es pequeña, en es-

## VOCABULARIO

**PALASTRO.** — Acero en planchas o placas grandes.

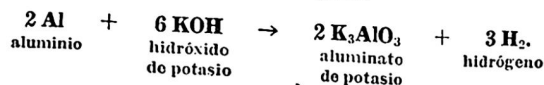
**PLANCHUELA.** — Piezas que se usan para sujetar los rieles de ferrocarril.

**ALUMBRE.** — Sulfato doble de un metal alcalino (o de amonio) y de un metal trivalente (ordinariamente el aluminio), que cristaliza con 24 moléculas de agua, por ejemplo el alumbre común  $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24 H_2O$ .

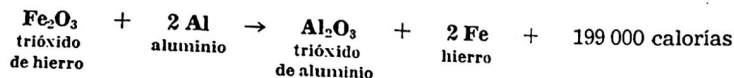
tado puro, pero es sumamente grande en ciertas aleaciones (duraluminio). Por esta causa cada vez se usa más en la construcción de estructuras diversas de ingeniería, en construcción de aviones y de motores, etc. Su gran ductilidad y la facilidad de trabajarlo ha hecho muy común el uso del aluminio en utensilios de cocina, piezas decorativas, etc.

Ya se indicó que no se altera a la intemperie, pues lo protege la película de óxido de que se recubre; pero, sin embargo, es un metal químicamente muy activo, como se pone de manifiesto con los siguientes experimentos.

EXPERIMENTO 46.—En un tubo de ensayo se pone una solución de potasa cáustica y se calienta. Si se echa un pedacito de aluminio, el metal reacciona, con desprendimiento de hidrógeno:



Una mezcla de aluminio en polvo y algún óxido metálico (por ejemplo  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) que se pone en ignición da lugar a una reacción cuya temperatura puede elevarse a más de  $3\,000^\circ\text{C}$ .

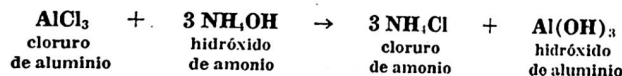


Este proceso, llamado *aluminotermia* permite, por ejemplo, soldar piezas de maquinaria rotas.

El óxido de aluminio cristalizado  $\text{Al}_2\text{O}_3$  constituye el *corundo* que se encuentra en la naturaleza. Es el cuerpo que en dureza sólo es excedido por el *diamante*. A veces contiene óxido de hierro y se llama *esmeril*. El *esmeril* y el *corundo* se usan en la industria como abrasivos.

Cuando el corundo tiene color amarillo los joyeros le llaman *topacio*; si es azul, *zafiro*; si es rojo, *rubí*; si es violeta, *amatista*; y si es verde, *esmeralda*. Artificialmente se pueden obtener fundiendo el óxido de aluminio y agregando los óxidos metálicos que dan esos colores.

Con cloruro de aluminio e hidróxido de amonio se obtiene lo siguiente:



## VOCABULARIO

**ABRASIVO.** — Material duro con el que se forman superficies más o menos ásperas destinadas a pulir objetos.

El hidróxido de aluminio se usa como **mordiente** en tintorería, o sea para formar con los colorantes combinaciones insolubles que quedan fuertemente adheridas a las fibras de los tejidos. En esa forma, cuando se usan mordientes, los tejidos no se destiñen.

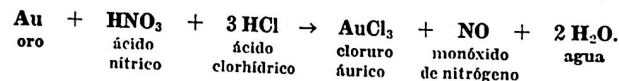
El sulfato de aluminio  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  se emplea en la industria del papel, en la purificación de aguas, en fundición, en tintorería y como mordiente.

## c) Usos del oro.

### A.—Propiedades.

Es un metal pesado (densidad 19.3) amarillo brillante, suave. Es notable por su gran maleabilidad y ductilidad (se hacen hojas llamadas "panes de oro" hasta de un diezmilésimo de milímetro de espesor). Es buen conductor del calor y la electricidad. Funde a poco más de  $1\,000^\circ\text{C}$ .

No es atacado por los halógenos en estado molecular ni por los ácidos. No se oxida a ninguna temperatura. Sólo el agua regia lo ataca formando cloruro de oro mediante un conjunto de reacciones que pasando por el ácido cloroáurico se puede considerar que se resumen en la siguiente:



Las piezas de plata se recubren de oro por electrólisis o bien con delgadas hojas de oro.

El oro se emplea en odontología debido a su gran resistencia a los agentes químicos.

Algunas sales de oro se emplean en fotografía.

### B.—Medida en quilates.

El oro puro se llama "de 24 quilates". Pero como es muy blando no puede usarse para monedas ni en joyería, sino que se emplean aleaciones de oro y cobre. Las monedas de oro que tienen el 90% de oro (o sea 10% de cobre) son de  $0.90 \times 24 = 21.6$  quilates. Si se toman partes iguales de oro y cobre se tiene oro de  $0.5 \times 24 = 12$  quilates. Si se toma el 75% de oro es de  $0.75 \times 24 = 18$  quilates, etc.

## VOCABULARIO

**MORDIENTE.**—Sustancia que se emplea en tintorería, para que las sustancias cubrientes se adhieran bien contra las fibras que forman los tejidos.

**ODONTOLOGIA.**—Parte de la medicina que se ocupa del estudio de los dientes, de su cuidado, etc.

## C.—El oro en México.

México ocupa el 12º lugar en la producción mundial de oro, aportando menos del 1% del total (6 644 kg en 1966). Existen criaderos en: Sonora, Sinaloa, Nayarit, Michoacán, Guerrero, Oaxaca, Chihuahua, Durango, Zacatecas, San Luis Potosí, Guanajuato e Hidalgo.

## d) Usos de la plata.

## A.—La plata en México.

México sigue siendo el primer país productor de plata en el mundo aportando el 14% de la producción mundial (1 180 toneladas en 1967). El mineral más importante es la *galena argentífera*, o sea sulfuro de plomo con plata. En 1961 exportó México el 75% de su producción, con un ingreso de 350 000 000 de pesos.

Hay criaderos argentíferos en todo el país, salvo en Colima, Campeche, Yucatán, Quintana Roo y Distrito Federal, pero los más abundantes están en Parral, Chih.; Zacatecas, Zac.; Guanajuato, Gto. y Pachuca, Hgo.

## B.—Propiedades y usos.

La plata es un metal sumamente blanco y fácil de pulir. Es blando, dúctil y maleable. Su densidad es 10.5. Funde a menos de 1 000°C. Es el cuerpo mejor conductor del calor y de la electricidad.

Es inalterable bajo la acción de los agentes atmosféricos. El ácido sulfhídrico  $H_2S$  la ataca y el ácido nítrico  $HNO_3$  la disuelve formando nitrato de plata  $AgNO_3$ .

La plata se usa para la fabricación de monedas y de adornos (con una cantidad más o menos grande de cobre para darle dureza). Sin embargo, muchos países han ido retirando las monedas de plata y reemplazándolas por monedas de diversas aleaciones.

También se utiliza para platear objetos por electrólisis, para recubrir espejos y para instrumentos eléctricos.

## e) Aleaciones.

Los metales tienen multitud de usos en todas las actividades del hombre, pero no se emplean los elementos químicos puros, sino mezclados con otras sustancias que mejoran sus cualidades considerablemente. Esas mezclas entre metales o de éstos con otros elementos se llaman aleaciones.

Así, por ejemplo, el hierro puro es un metal que no tiene la maleabilidad, resistencia y elasticidad que presenta cuando se le agregan diversas sustancias como carbono, níquel, cromo, volframio o manganeso. Del efecto del carbono se habló al tratar del hierro y el acero. El *níquel* comunica al acero gran tenacidad y fuerza (se usa en ejes para motores y máquinas

diversas). El *cromo* le da gran dureza y resistencia a la corrosión. Con aleación de *manganeso* se fabrican piezas en las que se requiere gran dureza como cambios de vías, trituradoras de piedra, etc. El acero con *volframio* puede calentarse considerablemente sin perder sus propiedades.

Si al *aluminio* se le agrega *cobre*, *magnesio* y *manganeso* se obtiene el *duraluminio*, que siendo mucho más resistente que el acero es mucho más ligero que él.

Si al *cobre* se le agrega *cinc* se obtiene el *latón* y si se le agrega *cinc* y *níquel* se obtiene el *metal blanco* o *plata alemana*, ambas aleaciones de usos muy diversos.

El *cobre* con *estaño* y *cinc* forma el *bronce*, empleado en estatuaría y para piezas fundidas resistentes a la corrosión necesarias en maquinaria y para diversos fines.

A la *plata* se le agrega algo de *cobre* para darle la dureza que requieren los diversos objetos que con plata se hacen.

Con el mismo fin se agrega *cobre* al *oro* para fabricar monedas y joyas.

También se puede citar el *monel* (70% de *Ni*, 30% de *Cu*) muy resistente a la corrosión.

## ACTIVIDADES SOBRE METALES

## a) Lista de objetos metálicos.

Hacer una lista de artículos fabricados con hierro dulce, hierro galvanizado, hierro estañado, hierro colado, cromo, cobre, aluminio, plomo y zinc.

## b) Películas sobre los metales.

## CUESTIONARIO

1. Enumere varias propiedades que caracterizan a los metales.
2. Diga los nombres de dos elementos sólidos, dos líquidos y dos gaseosos a la temperatura ordinaria.
3. ¿Qué diferencia hay entre los óxidos metálicos y los no metálicos?



4. Indique qué comparación de propiedades se puede hacer entre los metales ordenados según la siguiente lista:
- |          |  |
|----------|--|
| potasio  | estaño                                 |
| sodio    | plomo                                  |
| calcio   | hidrógeno (¿por qué está en la lista?) |
| magnesio | cobre                                  |
| aluminio | mercurio                               |
| zinc     | plata                                  |
| hierro   | oro                                    |
5. Explique los siguientes términos: mineral, mina, mena, estado nativo.
6. Explique los siguientes términos: metalurgia, ganga, beneficio de minerales.
7. ¿A qué se llama tostar un mineral que contiene azufre? — ¿Qué ventaja tiene eliminarle el azufre si en cambio se le agrega oxígeno?
8. Enumere varias aleaciones, indicando sus propiedades y usos.
9. Explíquese la formación de herrumbre en un pedazo de hierro expuesto a la intemperie.
10. Diga varios usos del hierro y del acero.
11. ¿Cuáles son los minerales de hierro que se encuentran en la naturaleza?
12. Haga el esquema de un alto horno y explique cómo funciona. ¿Cómo se reduce el óxido férrico a hierro mediante el monóxido de carbono?
13. Explique la diferencia entre fundición gris y fundición blanca.
14. ¿Qué aplicaciones tiene la fundición gris?
15. Explíquese una manera de eliminar el carbono excedente del hierro fundido.
16. ¿Qué es el hierro forjado y para qué se usa?
17. Diga qué es el acero y qué propiedades tiene.
18. ¿Qué es el hierro galvanizado? — ¿Qué es la hojalata? — ¿Para qué se usan?
19. Consulte en una enciclopedia cómo se hace el laminado del acero y qué objeto tiene.
20. Siendo el aluminio un metal más abundante que el hierro, ¿por qué no se usa más que éste?
21. Enumere algunas propiedades físicas del aluminio.
22. Describa algunas propiedades químicas del aluminio.
23. El aluminio no se encuentra en la naturaleza en estado libre. ¿Qué propiedad se deduce de ello?
24. Describa someramente cómo se obtiene el aluminio.

25. Diga las propiedades físicas del cobre y los usos que tiene en virtud de ellas.
26. Describa algunas propiedades químicas del cobre.
27. Explique cómo se obtiene el sulfato de cobre y para qué se utiliza.
28. Enumere algunos productos químicos que se utilicen para destruir hongos y gérmenes.
29. Diga algunas propiedades de la plata y los usos que tiene en virtud de ellas.
30. Describa el método de "patios" para obtención de la plata. Escriba las ecuaciones químicas respectivas.
31. ¿En qué consiste el proceso de cianuración para obtener la plata? Escriba las ecuaciones químicas respectivas.
32. Enumere algunas propiedades químicas de la plata.
33. ¿Cómo se encuentra el oro en la naturaleza?
34. ¿Cómo se recubre de oro una pieza de plata?
35. ¿Por qué no se usa el oro puro? — ¿Qué quiere decir que un objeto es de oro de 18 quilates?
36. Explique el procedimiento para obtener oro puro a partir del que se obtiene en la naturaleza. — Escriba las ecuaciones químicas respectivas.
37. PRUEBA DE OPCIÓN ÚNICA.
- A. El primer proceso que se lleva a cabo ordinariamente para beneficiar el material que se extrae de una mina se llama: a) reducción, b) tostación, c) concentración, d) electrólisis.
- B. Las menas formadas por sulfuros, ordinariamente se transforman en óxidos: a) eliminando la ganga, b) por flotación, c) por tostación, d) por electrólisis, e) en los altos hornos, f) por fusión, g) por sublimación, h) por destilación.
- C. Los siguientes metales se obtienen a partir de sus óxidos, reduciéndolos con carbón: a) hierro, b) oro, c) aluminio, d) plata.
- D. Los siguientes metales se refinan en la industria por destilación: a) hierro, b) cobre, c) mercurio, d) oro.
- E. La electrólisis de una solución se utiliza en metalurgia para refinar: a) el hierro, b) el cobre, c) el mercurio, d) el cinc.
- F. Las menas de importancia comercial formadas por óxido son: a) las piritas, b) la hematita, c) el óxido de plata.



**PRACTICA DE LABORATORIO . — IDENTIFICACION DE ALGUNOS METALES POR COLORACION A LA FLAMA.**

**OBJETO.**—Hacer ejercicios de identificación de diversos metales por la coloración que toma la flama del mechero usando alambre de platino.

**APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES.**—Mechero Bunsen; placa de vidrio azul (de cobalto); alambre de platino con mango; ácido clorhídrico concentrado; compuestos de sodio, potasio, litio, calcio, estroncio, bario; cloruro de cobre II.

• **PROCEDIMIENTO**

1.—Se coloca el alambre de platino en posición horizontal con su punta cerca del extremo superior de la flama (en donde presenta un color apenas perceptible). Si la flama presenta algún color al poner el alambre como se indica, caliéntese hasta que se pierda el color. Si el color no desaparece, se mete el alambre en ácido clorhídrico concentrado y se calienta de nuevo.

Una vez que el alambre ha quedado limpio se frota con cloruro de sodio para que se le pegue un poco de esta sustancia en la punta, se pone de nuevo en la flama y se observa el color que toma.

Estando en esas condiciones obsérvese la flama a través del vidrio azul cobalto.

2.—Límpiese nuevamente el alambre y repítase el experimento con una sal de potasio.

3.—Sin limpiar el alambre agréguese de nuevo la sal de sodio, y la mezcla de las dos sales se pone en la flama. ¿Qué color presenta a la simple vista? ¿Qué color presenta si se observa a través del vidrio azul?

4.—Repítase el experimento con compuestos de litio, calcio, estroncio, bario y cobre, limpiando previamente el alambre en cada caso, y observando solamente a simple vista.

¿Qué color presenta la flama en cada caso?

• **RESULTADOS**

1.—Observada a la simple vista la flama con compuestos de sodio, presenta un color amarillo.

Vista a través del vidrio azul no se ve la flama.

2.—La flama de potasio a la simple vista se ve violeta. A través del vidrio azul se sigue viendo con poca alteración.

3.—Cuando se pone la mezcla de compuestos de sodio y potasio, el color a la simple vista es verde. Observada la flama a través del vidrio azul, desaparece la porción amarilla que procede del sodio y sólo se ve el color violeta de la flama de potasio.

4.—Al observar las demás flamas, se ven los siguientes colores:

litio .....	carmesí
calcio .....	amarillo-anaranjado
estroncio .....	escarlata
bario .....	amarillo-verde
cobre .....	azul-verde

## UNIDAD XIII

### COMPUESTOS ORGANICOS. PRINCIPALES FUNCIONES

#### IMPORTANCIA DE LA QUIMICA ORGANICA.

##### a) Química inorgánica y química orgánica.

La casi totalidad de los elementos y compuestos químicos que hemos estudiado hasta aquí existen en la naturaleza en forma de minerales o se preparan en el laboratorio a partir de los minerales o de otras sustancias inorgánicas, o sea que no tienen que ver con los organismos vegetales o animales.

Ahora nos ocuparemos de algunos compuestos químicos que existen en las plantas, en los animales y en el hombre mismo. El estudio de estos cuerpos se llama *Química orgánica*, a diferencia de la *Química inorgánica* que se ocupa de los cuerpos que "no tienen vida".

Todavía hasta principios del siglo pasado se consideraba que las dos **Químicas: orgánica e inorgánica** eran diferentes, por suponerse que en los fenómenos que ocurren en vegetales y animales intervenía una "fuerza vital" por ser fenómenos de los cuerpos vivos, y como esa fuerza no existía en los cuerpos inanimados, se creía que tenían que ser distintos los fenómenos químicos inorgánicos de los orgánicos.

**Actualmente sabemos que no hay tal:** las mismas leyes que rigen la Química de los minerales rigen la Química de los compuestos orgánicos. Sin embargo, se conserva la división entre la Química orgánica y la inorgánica por las razones que a continuación explicamos.

Al analizar la composición de las sustancias que constituyen los cuerpos organizados se encuentra que siempre contienen carbono, combinado con hidrógeno, oxígeno y nitrógeno (con todos o sólo con algunos de esos elementos) y con algunos otros elementos en cantidades muy pequeñas (ya se mencionaron al tratar de los fertilizantes).

Ahora bien, casi con sólo esos cuatro elementos: **C, H, O, N**, están constituidos todos los seres orgánicos, y con compuestos hechos a base de carbono están constituidos cientos de millares de sustancias. Por eso la Química orgánica se llama también, con más propiedad, *Química del carbono*.

Así pues, la división entre Química inorgánica y Química del carbono se justifica porque la Química del carbono abarca un número enorme de compuestos, porque el estudio de los mismos se hace a base de una serie

de procesos especializados, porque los cuerpos orgánicos están formados por esos compuestos y porque a base de esos compuestos se preparan en la actualidad multitud de alimentos y medicamentos benéficos para los cuerpos organizados.

#### b) Síntesis de la urea.

En sus procesos vitales los animales producen una sustancia que se llama *urea*, cuya fórmula es  $\text{H}_2\text{N} \cdot \text{CO} \cdot \text{NH}_2$ .

Es una de las sustancias que se creía que sólo con la intervención de la "fuerza vital" se podía producir.


Hay, por otra parte, entre los compuestos de la Química inorgánica, el isocianato de amonio:  $\text{NH}_4\text{NCO}$  que no tiene relación con procesos vitales.

Pues bien, el químico alemán FEDERICO WÖHLER el año de 1828 pudo convertir el isocianato de amonio (sustancia inorgánica) en urea (sustancia orgánica).

Este descubrimiento, o sea la síntesis de la urea a partir de compuestos minerales echó por tierra la pretendida diferencia entre los compuestos orgánicos y los minerales.

Importantisimo es este descubrimiento que vino a dar un gran impulso a la Química moderna. A la fecha se han podido sintetizar, o sea fabricar, multitud de compuestos que existen en los seres organizados, e inclusive se han elaborado otros muchos que no existen en la naturaleza.

#### c) Clasificación general de los compuestos orgánicos.

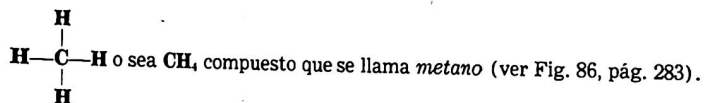
COMPUESTOS ORGÁNICOS	Acíclicos (Cadena abierta)	<div>SATURADOS (enlace sencillo)</div> <div>No SATURADOS (enlace doble o triple)</div>	<div>Parafinas o alcanos</div> <div>           Eténicos, olefinas o alkenos (doble enlace)            Etínicos, acetilénicos o alquinos (triple enlace)         </div>
	Cíclicos (Cadena cerrada)	<div>Homocíclicos (los ciclos están formados, únicamente por átomos de carbono)</div> <div>           Aromáticos              y sus derivados            Alifáticos         </div> <div>           Compuestos de ciclos diferentes a los del benceno         </div>	<div>Heterocíclicos (uno o más elementos del ciclo o ciclos, no son de carbono)</div>

### ESTRUCTURAS (O FORMULAS ESTRUCTURALES, O ESQUELETOS) Y SU CLASIFICACION.

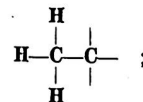
#### a) Abundancia de compuestos.

Los compuestos del carbono son muy numerosos porque este elemento tiene las características de que un átomo de él se puede ligar con un átomo igual, el cual a su vez se puede ligar con otro carbono, y así sucesivamente, de modo que existen moléculas que contienen 2, 10, 20 ó más átomos de carbono ligados unos tras otros.

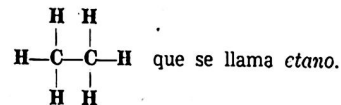
Así por ejemplo, el carbono, que es tetravalente, puede tener unidos mediante enlaces covalentes cuatro átomos de hidrógeno:



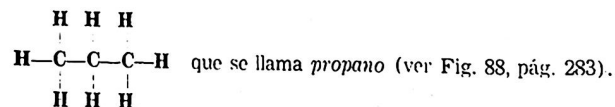
Ahora bien, en vez de uno de esos hidrógenos puede haber un carbono, quedando entonces una estructura así:



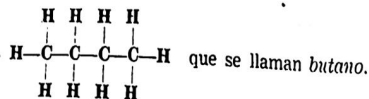
como el carbono es tetravalente, le quedan tres valencias pendientes de ocupar, lo cual puede hacerse, por ejemplo, con otros tantos átomos de hidrógeno, obteniendo el siguiente compuesto:



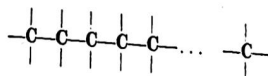
Y si el último átomo de hidrógeno que está a la derecha es sustituido por un carbono cuyas tres valencias restantes se satisfacen con hidrógeno resulta el compuesto:



Aquí también el último hidrógeno puede cambiarse por un grupo  $\text{CH}_3$  obteniéndose el siguiente compuesto:



Y así pueden obtenerse otros muchos compuestos formando una verdadera cadena abierta por sus dos extremos:

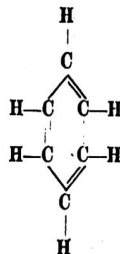


Por otra parte, cada una de las valencias libres del carbono puede estar ocupada no forzosamente por hidrógeno, como se ha dicho para simplificar las cosas, sino que puede ocuparse con otros elementos monovalentes e inclusive con *radicales* monovalentes. Aquí entrevemos ya la gran cantidad de compuestos que puede dar la química del carbono.

#### b) Series de compuestos del carbono.

Todos los compuestos descritos antes constituyen lo que se llama la *serie acíclica*, o de *cadena abierta* a diferencia de la *serie cíclica* o de *cadena cerrada* de que nos ocupamos a continuación.

Imaginemos que un conjunto de carbonos, ligados en forma semejante a la que se ha descrito, forme una verdadera cadena y que tomemos el primero y el último carbono de esa cadena, los pongamos frente a frente y los unamos con una o con dos de sus valencias, para tener una figura como la siguiente (en la cual varios de los elementos se unen con dos ligaduras):



En este compuesto la cadena no está abierta, sino cerrada, formando un ciclo o vuelta completa (en esas uniones intervienen uno o dos enla-

ces). Los compuestos que tienen cadena cerrada, independientemente del número de enlaces de cada eslabón, constituyen la llamada *serie cíclica*. También es muy numerosa pues en vez de los hidrógenos marcados en el esquema puede haber elementos o radicales monovalentes.

Se llaman fórmulas estructurales las cadenas o figuras abiertas o cerradas que representan la fórmula desarrollada de los compuestos del carbono.

Más adelante se verá que las fórmulas estructurales pueden adoptar formas aún más complicadas.

#### c) Clasificación

##### FORMULAS ESTRUCTURALES

FORMULAS ESTRUCTURALES	{	Cadena abierta	{ Rectas Con ramificaciones
		Cadena cerrada	{ Monocíclicas Policíclicas

#### HIDROCARBUROS DE CADENA ABIERTA SATURADOS. NOMENCLATURA.

Los compuestos que tienen exclusivamente hidrógeno y carbono se llaman *hidrocarburos*. Existen en la naturaleza en abundancia y por eso su estudio es importante. A continuación indicamos las características generales y los nombres de algunos hidrocarburos.

##### a) Hidrocarburos de cadena abierta saturados, lineales o rectos.

1°—*Generalidades*.—En la lección anterior se consignaron las *fórmulas estructurales* de algunos hidrocarburos, cuyas *fórmulas empíricas* son las siguientes:

$\text{CH}_4$  metano,  
etcétera.

$\text{C}_2\text{H}_6$  etano,

$\text{C}_3\text{H}_8$  propano,

$\text{C}_4\text{H}_{10}$  n butano,

Se ve que cada nuevo hidrocarburo tiene un carbono más y dos hidrógenos más que el anterior en la serie. En esta serie cada carbono tiene sus cuatro enlaces ocupados, o saturados, ya sea con cuatro **H** o bien con tres **H** y un **C** o bien dos **H** y dos **C**. Por eso a los hidrocarburos de esa

serie se les llama *saturados*, porque cada átomo de carbono tiene sus cuatro valencias ocupadas, con otros tantos átomos de carbono o de hidrógeno.

Los cuatro hidrocarburos mencionados (y los que siguen en la serie, agregando cada vez  $\text{CH}_2$  a la fórmula del anterior) son químicamente muy inertes, o sea que ni los ácidos ni las bases fuertes los alteran, ni tienen acción sobre ellos los oxidantes energéticos. Por eso los compuestos de esta serie se llaman *parafinas* (*parum* = poco; *affinis* = afinidad). También se llaman *alcanos* los compuestos de esta serie. Fórmula general  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ .

Los cuatro primeros son gases; los siguientes son líquidos ( $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ,  $\text{C}_7\text{H}_{16}$ ,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , etc.), y a partir del que tiene 16 carbonos, son sólidos. El punto de ebullición de todos ellos va siendo más y más alto conforme se avanza en la serie.

La razón por la cual estos hidrocarburos manifiestan poca actividad química o afinidad es que son *saturados*, o sea que cada carbono tiene cada uno de sus cuatro enlaces ocupados por átomos de carbono o de hidrógeno. Se dice que los alcanos son saturados porque contienen el máximo número de átomos de hidrógeno compatibles con el requisito de que el carbono siempre tiene cuatro enlaces y el hidrógeno uno.

2°—*Nomenclatura*.—Para nombrar estos compuestos, se escoge el prefijo numérico griego apropiado (penta, hexa, hepta, etc.) y se le añade el sufijo *-ano*, excepto los cuatro primeros que toman nombres triviales, y son los mencionados anteriormente (pág. 329). Además, se antepone la letra *n* (normales o lineales) desde el butano en adelante. A continuación se dan unos ejemplos.

Fórmula condensada del hidrocarburo	Nombre	Fórmula condensada del hidrocarburo	Nombre
$\text{C}_5\text{H}_{12}$	n Pentano	$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$	n Undecano
$\text{C}_6\text{H}_{14}$	n Hexano	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	n Dodecano
$\text{C}_7\text{H}_{16}$	n Heptano	$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$	n Tridecano
$\text{C}_8\text{H}_{18}$	n Octano	$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$	n Tetradecano
$\text{C}_9\text{H}_{20}$	n Nonano	$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$	n Pentadecano
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	n Decano	$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$	n Eicosano

*Radicales*.—De cada uno de estos compuestos podemos formar radicales eliminando un hidrógeno de un carbón extremo o de un carbón intermedio.

*Nomenclatura de los radicales*.—Para nombrarlos se conserva la raíz del nombre cambiando únicamente la terminación *-ano*, por *-ilo* o *-il*. Por Ejemplo:

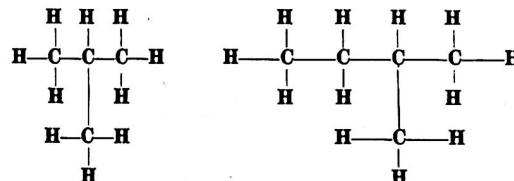
#### b) Hidrocarburos de cadena abierta saturados, arborescentes

331

Nombre del hidrocarburo	Fórmula condensada	Fórmula del radical	Nombre del radical
Metano	$\text{CH}_4$	$-\text{CH}_3$	Metil o Metilo
Etano	$\text{C}_2\text{H}_6$	$-\text{C}_2\text{H}_5$	Etil o Etilo
Propano	$\text{C}_3\text{H}_8$	$-\text{C}_3\text{H}_7$	Propil o Propilo
n Butano	$\text{C}_4\text{H}_{10}$	$-\text{C}_4\text{H}_9$	Butil o Butilo
n Pentano	$\text{C}_5\text{H}_{12}$	$-\text{C}_5\text{H}_{11}$	Pentil o Pentilo
n Hexano	$\text{C}_6\text{H}_{14}$	$-\text{C}_6\text{H}_{13}$	Hexil o Hexilo

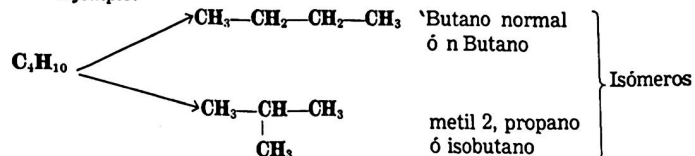
#### b) Hidrocarburos de cadena abierta saturados, arborescentes o ramificados.

1°—*Generalidades*.—Compuestos de estructura como la siguiente se llaman *arborescentes* a diferencia de los anteriores que se llaman *cadena sencillas*.



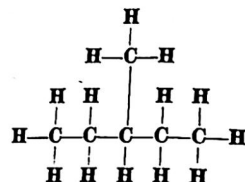
2°—*Isómeros*.—Dentro de los hidrocarburos arborescentes o ramificados existen isómeros o sea compuestos que tienen el mismo número de átomos de carbono e hidrógeno, es decir, que tienen la misma composición centesimal y sin embargo son distintos porque los diversos átomos están enlazados entre sí de maneras diferentes, y como consecuencia de ello tienen distintos puntos de fusión, de ebullición, etc.

Ejemplo:

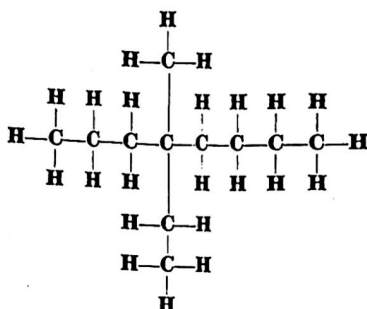


3°—*Nomenclatura*.—Si a los hidrocarburos normales de cadena abierta se les sustituye uno o más hidrógenos de los carbonos intermedios, se obtienen hidrocarburos que se llaman *arborescentes* o *ramificados*.

Ejemplos:



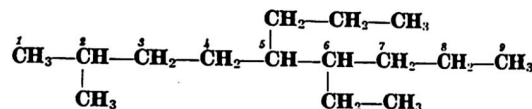
metil 3, pentano



metil 4, etil 4, octano

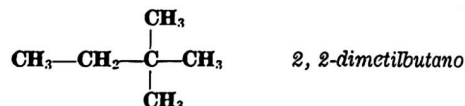
Para nombrar a estos compuestos, se busca primero la cadena más larga, a la cual se le llamará cadena principal, y se numerará a partir del extremo que tenga la arborescencia más cercana; y se mencionan las arborescencias o radicales por orden de importancia, empezando por las menos complicadas y finalizando con la más compleja, indicando además el lugar donde están unidos a la cadena principal con un número y por último se enuncia el nombre del hidrocarburo que corresponde a la cadena principal.

Ejemplo:

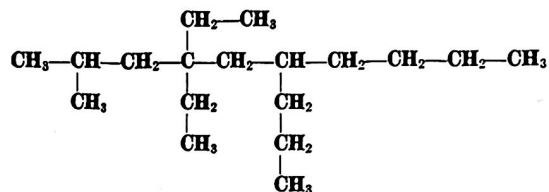


metil 2, etil 6, propil 5 nonano.

En el caso de que existan dos o más radicales iguales, a su nombre se antepone el prefijo que indique ese número; por ejemplo:



En el caso de existir varios radicales diferentes, se siguen las reglas anteriores separando los nombres de los radicales diferentes por guiones; por ejemplo:

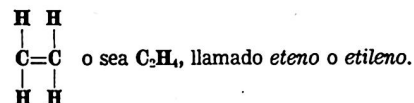


metil 2-dietil 4,4-propil 6-decano

## HIDROCARBUROS DE CADENA ABIERTA NO SATURADOS Y DE CADENA CERRADA. NOMENCLATURA.

### a) Hidrocarburos de cadena abierta no saturados de doble ligadura.

1º—Generalidades.—La facilidad de ligarse unos carbonos con otros nos permite idear una estructura como la siguiente:



Y no se crea que es una estructura que se ha "ideado" y que no tiene realidad, pues si hay una sustancia cuya composición y propiedades corresponden a esa fórmula estructural.

Estos hidrocarburos se pueden hacer derivar de las parafinas por eliminación de dos hidrógenos. Estos compuestos reciben el nombre de *eténicos*, *olefinas* o *alquenos*. Su fórmula general es  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

En esta nueva serie cada compuesto tiene dos de sus carbonos unidos por una doble ligadura  $\text{C}=\text{C}$ ; por eso se llaman no saturados; pues esos

## VOCABULARIO

TERMINO.—En una serie de cosas, se llama término a cada una de ellas.

SERIE HOMÓLOGA. — Conjunto de hidrocarburos en los que cada término se forma agregando  $\text{CH}_2$  al término anterior de la serie.

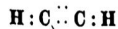






6

fórmula electrónica.



A partir de este compuesto se forma la serie llamada *etílica* o de los *alquinos*; estos compuestos reaccionan también fácilmente, ya que la triple ligadura es todavía más inestable que la doble ligadura de los alquenos.

En estos compuestos, lo mismo que en los alquanos y en los alquenos, los primeros términos de la serie son gases, los que le siguen líquidos y los de una cadena muy larga son sólidos. La fórmula general de los alquinos es  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ .

### 2.—Nomenclatura:

Para nombrar estos compuestos, se cambiará al nombre del alquano correspondiente el sufijo *-ano* por *-ino*. Como ya se indicó, el compuesto más sencillo de la serie es el acetileno, o etino. Por consiguiente, a sus homólogos se les llama también *hidrocarburos acetilénicos*.

Ejemplos:

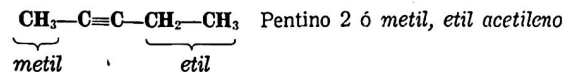
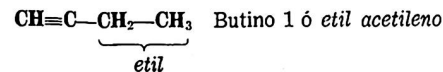
ALKANO	FÓRMULA	ALKINO	FÓRMULA
Etano	$\text{C}_2\text{H}_6$	Etino (Acetileno)	$\text{CH}\equiv\text{CH}$ <span style="float:right"><math>\text{C}_2\text{H}_2</math></span>
Propano	$\text{C}_3\text{H}_8$	Propino	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ <span style="float:right"><math>\text{C}_3\text{H}_4</math></span>
n Butano	$\text{C}_4\text{H}_{10}$	Butino 1	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <span style="float:right"><math>\text{C}_4\text{H}_6</math></span>
		Butino 2	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ <span style="float:right"><math>\text{C}_4\text{H}_6</math></span>
n Pentano	$\text{C}_5\text{H}_{12}$	Pentino 1	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <span style="float:right"><math>\text{C}_5\text{H}_8</math></span>
		Pentino 2	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <span style="float:right"><math>\text{C}_5\text{H}_8</math></span>

Como se puede ver, la triple ligadura puede estar en diferente posición, para lo cual hay que indicar con un número al final del nombre la posición de ésta (como en los casos del butino 1, butino 2, pentino 1, pentino 2).

Estos hidrocarburos superiores se pueden considerar como que al acetileno o etino se le han sustituido uno o los dos hidrógenos por radicales alquilos. Por lo tanto, se pueden nombrar también como se indica a continuación:

- I).—Se dice el nombre del radical más pequeño.
- II).—Se agrega el nombre del radical más grande.
- III).—Se concluye con la palabra acetileno.

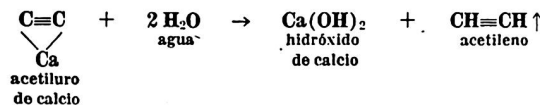
Ejemplos:



También puede haber hidrocarburos ramificados o arborescentes y además compuestos con dos o más triples ligaduras, pero esto se sale de los límites de esta obra, por lo que no se tratará aquí.

### 3.—Obtención del acetileno:

Siendo este compuesto el característico de esta serie es conveniente conocer cómo se obtiene, para lo cual hay que tratar el "carburo de calcio" (cuyo nombre correcto es acetiluro de calcio) con agua, de acuerdo con la siguiente reacción:



En 1968 se produjeron en México 328 ton. de acetileno.

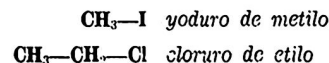
## HIDROCARBUROS HALOGENADOS. PETROLEO.

### a) Hidrocarburos halogenados.

#### 1.—Generalidades:

Estos compuestos son derivados de los hidrocarburos, a los cuales se les ha sustituido uno, dos o más hidrógenos por uno o más halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo).

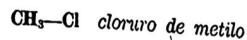
Ejemplos:



## 2.—Nomenclatura:

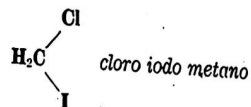
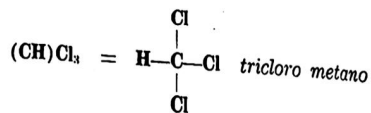
Para nombrar estos compuestos, se dice primero el nombre del halógeno con la terminación *-uro* y después el nombre de radical alquilo correspondiente.

Ejemplo:



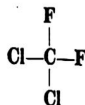
Cuando tienen más de un halógeno, se les agrega el prefijo griego *di*, *tri*, *tetra*, que nos indica el número de halógenos sustituidos al final del nombre del hidrocarburo.

Ejemplo:



El nombre trivial del *tricloro metano* es el *cloroformo*, así como el del  $\text{HCl}_3$  es el de *iodoformo*, ambos son usados en medicina como anestésico y como antiséptico, respectivamente.

Producción en México en 1966:  $\text{HCCl}_3$  se importa,  $\text{HCl}_3$  se importa, cloro fluoro metanos (refrigerantes) 2 900 T; de estos últimos uno de los compuestos más importantes es el *dicloro difluor metano*, que se llama freón 12:



También hay este tipo de compuestos en los hidrocarburos cíclicos, por ejemplo el *mono-cloro-benceno* en el que el cloro está sustituyendo a un hidrógeno:



## b) Petróleo

## b) Petróleo.

## A.—Descripción y origen.

El petróleo o aceite mineral es una mezcla de hidrocarburos líquidos y gaseosos mutuamente disueltos unos en otros, que dan un líquido de consistencia más o menos espesa y colores variables entre el pardo y el negro. La composición del petróleo es muy variable según los lugares en donde se extrae: Estados Unidos del Norte, Rusia, Venezuela, Irán, Rumania, México, etc. Pero en todos los casos está formado casi enteramente de una mezcla de parafinas.

Ordinariamente el petróleo contiene cantidades más o menos grandes de azufre que deben eliminarse para aprovechar el petróleo así purificado.

El petróleo es de origen animal y vegetal. Se cree que ciertos restos de plantas y animales (marinos en su mayor parte) al quedar aprisionados entre capas de roca, y aislados por material lodoso, a elevadas presiones y temperaturas, formaron el petróleo. Estos procesos se desarrollaron en lapsos de millares de años, cuando la Tierra sufría grandes conmociones que hacían que las montañas se tornaran valles y los valles se elevaran a formar montañas. En esta forma el producto de la descomposición de

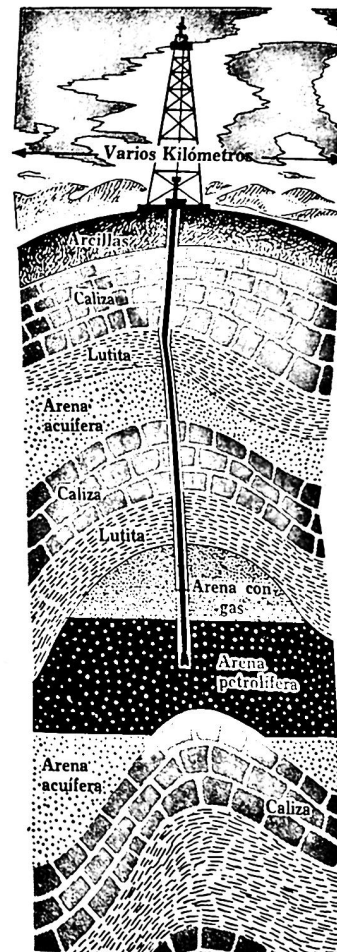


Fig. 104.—Esquema de un pozo de petróleo. Como complemento de esta figura el alumno deberá hacer una descripción de los distintos estratos que atraviesa un pozo y de las materias que contiene. Para ello deberá consultar este libro y una enciclopedia. (Con permiso de BRITANNICA JUNIOR.)

esos restos de animales y plantas constituyó el petróleo y fue arrastrado luego por corrientes de agua subterránea a gran presión a cavernas de depósitos de arenisca (ver Fig. 104).

#### B.—Extracción, conducción, almacenamiento y refinación.

Para extraer el petróleo se perfora el suelo y se van clavando en él, tubos verticales de acero uno tras otro hasta llegar a las areniscas petrolíferas, que quedan a profundidades de muchos cientos de metros.

En virtud de la presión de los hidrocarburos gaseosos el petróleo sale por esos pozos con mayor o menor fuerza, obteniéndose así el petróleo crudo. Para refinarlo se conduce de los campos petrolíferos a las refinarias, en tres formas principalmente:

- a) Oleoductos
- b) Barcos cisterna
- c) Carros tanque

La primera forma de transporte, o sea con grandes tuberías que llevan, mediante un sistema de bombas, el petróleo crudo a grandes distancias es la más económica y por lo tanto la más empleada, la segunda forma sólo se usa para transportarlo de un país a otro y la tercera generalmente no se usa por ser antieconómica.

Tanto en el campo petrolero como en la refinería se almacena el petróleo en grandes tanques cilíndricos de acero.

La refinación del petróleo consiste, en primer lugar, en eliminar el azufre y, después, en separar los distintos hidrocarburos aprovechando sus diferentes puntos de ebullición, o sea por *destilación fraccionada* como se explica a continuación.

La *destilación* de un líquido consiste en ponerlo en ebullición, recoger los vapores y enfriarlos. Este proceso se efectúa con un alambique; los vapores enfriados contienen el líquido puro y en el fondo del depósito en el que se efectuó la ebullición quedan como residuos las sustancias que el líquido tenía en disolución o en suspensión. (Esta es una manera de eliminar al agua las impurezas que tenga.)

#### VOCABULARIO

**ARENISCA.**—Cierta tipo de roca sedimentaria, o sea formada por materiales arrastrados por el agua y después consolidados.

**SUSPENSION.**— Se llaman sustancias en suspensión en un líquido aquellas que están formadas por partículas

mucho más grandes que las moléculas, y que se pueden eliminar por filtrado o por algún otro procedimiento físico.

**REFINACION DEL PETROLEO.**— Proceso a que se somete el petróleo natural para extraerle los distintos productos que contiene.

Pues bien, al destilar el petróleo, los hidrocarburos de punto de ebullición más bajo son los primeros que se evaporan, y la destilación fraccionada consiste en recogerlos en forma adecuada para que queden separados de los hidrocarburos de punto de ebullición más alto. Estos son los que se evaporan a mayor temperatura, se recogen en otro sitio y así sucesivamente se van separando las fracciones que constituyen el petróleo, a base de destilación a temperaturas más y más elevadas.

#### C.—Productos que se obtienen.

Los productos que se obtienen por destilación fraccionada son, en orden de punto de ebullición creciente (o sea de número cada vez más grande de carbonos por molécula), los siguientes:

*gas* (se licúa para el uso doméstico como combustible),

*solventes* (para barnices e industria del hule),

*gasolinas* (combustible para vehículos: supermexolina, gasolmex, Pemex 100, gasavión).

*kerosina* (tractolina para trabajos agrícolas y calefacción, petróleo diáfano para usos domésticos).

*gasóleo* (diésel para motores, ferrocarriles, etc.);

queda finalmente un residuo de donde se obtienen *aceites pesados* para calderas, industrias y ferrocarriles; también se obtiene *parafina* para la industria y usos domésticos; aceites lubricantes y grasas lubricantes para vehículos y maquinaria; por último *asfaltos* y emulsiones asfálticas, para pavimentos de caminos.

#### D.—El petróleo en México.

El petróleo mexicano es un ejemplo del progreso que nuestro país ha alcanzado en materia social, económica e industrial.

De 1910 a 1921 aumentó considerablemente la producción de petróleo. A partir de esa fecha sólo se elaboró para el consumo nacional y estaba toda esa riqueza en manos de extranjeros. En 1938 el Gobierno nacionalizó la industria petrolera y a partir de entonces se ha podido exportar algo, además de satisfacer el creciente consumo nacional. Si bien no tenemos carbón, con el petróleo que actualmente se explota tenemos combustible para unos 20 años. Y como además Petróleos Mexicanos continuamente sigue haciendo exploraciones, es de esperarse que nuestras necesidades sigan cubiertas durante muchos años, y aún que se pueda exportar.

La zona que actualmente es de explotación factible, es una faja a lo largo de la costa del Golfo de México, que termina por el sur en el Istmo (Veracruz y Tabasco). El gas licuado, cuyo consumo se incrementa cada año, ya no es necesario importarlo gracias a la producción de Reynosa, Tamps., y a los gasoductos construidos.

Hay instalaciones de destilación y refinación en Azcapotzalco, D. F.; Ciudad Madero, Tamps.; Minatitlán, Ver.; Salamanca, Gto.; Reynosa, Tamps.; Ciudad Pémex, Tab.; Mazatlán, Sin. y Rosarito, B. C.

Los productos parcial o totalmente refinados se transportan por ferrocarril, en camiones o mediante oleoductos. Hay un oleoducto de Palma Sola, Ver., a Azcapotzalco, D. F.; otro de Palma Sola a Salamanca, Gto. Otro oleoducto lleva productos refinados de Minatitlán, Ver., a Salina Cruz, Oaxaca. Entre los más recientes debemos mencionar el de Ciudad Pémex a la ciudad de México y el de Torreón a Chihuahua.

En 1961 la producción de petróleo dio lugar a una percepción de \$ 6 000 000 000 en ventas interiores y \$ 435 000 000 en exportaciones.

México ocupa el 13º lugar entre los países petroleros, y produjo el 1.12% del total del mundo, en 1966.

En 1968: petróleo crudo 140 000 000 de barriles, gas natural ..... 16 300 000 m³.

En 1968: aromáticos pesados 48 000 T, butano 598 000 T, propano 620 000 T, parafina 421 000 barriles.

## FUNCIONES QUÍMICAS.

### Concepto de función química.

Se llama *función química* al conjunto de propiedades comunes a un grupo de compuestos similares; esas propiedades distinguen a esos compuestos de otros compuestos. Así por ejemplo, en Química inorgánica los anhídridos presentan una serie de características comunes a todos ellos; los ácidos presentan sus características especiales; las bases tienen ciertas propiedades comunes; las sales forman un grupo diferente de los otros.

### VOCABULARIO

**PETROLEO CRUDO.** — Petróleo tal como sale de los pozos.

**GASODUCTO.** — Tubería por la que se conduce gas impulsado con bombas adecuadas, de las refinерías a los centros de consumo.

**OLEODUCTO.** — Tubería por la que se conduce petróleo impulsado con bombas adecuadas.

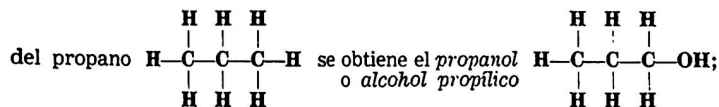
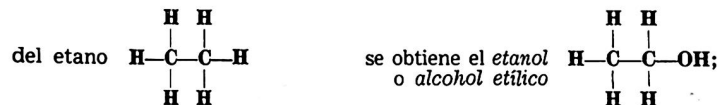
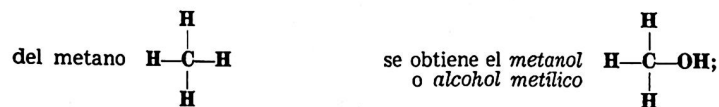
Se habla entonces de la *función anhídrido*, de la *función ácido*, de la *función base*, de la *función sal*.

Al grupo de átomos que es responsable de las características comunes a toda una serie de compuestos se le llama *agrupamiento funcional*. Así por ejemplo, el grupo (OH) es el agrupamiento funcional que caracteriza las bases.

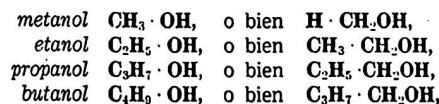
En los compuestos del carbono son mucho más numerosas las funciones químicas que en la química inorgánica y a continuación enumeraremos algunas de ellas.

### a) Función alcohol.

Recordemos que los hidrocarburos tienen un número más o menos grande de carbonos, con cuatro valencias cada uno, y de una a cuatro de esas valencias van ocupadas por un hidrógeno. Pues bien, en virtud de diversas reacciones químicas puede ocurrir que uno o varios de esos hidrógenos queden reemplazados por otros tantos hidroxilos monovalentes. Así por ejemplo,



etcétera, cuyas fórmulas condensadas son:



El agrupamiento funcional de los alcoholes es  $-\text{CH}_2\text{OH}$ , al cual se le suele llamar también *carbinol*.

Se llama *radical alcohólico* o *alkilo* al grupo de átomos que queda al quitar OH a un alcohol:

$\text{C}_1\text{H}_3$  se llama *metilo*  
 $\text{C}_2\text{H}_5$  se llama *etilo*,  
 $\text{C}_3\text{H}_7$  se llama *propilo*,  
 $\text{C}_4\text{H}_9$  se llama *butilo*,  
 $\text{C}_5\text{H}_{11}$  se llama *pentilo* (usualmente se llama *amilo*)  
 $\text{C}_6\text{H}_{13}$  se llama *hexilo*,

y así sucesivamente.

Por otra parte, también se puede llegar a esos radicales a partir de otros compuestos que no sean alcoholes.

#### b) Función aldehído.

Si al grupo funcional de los alcoholes mencionados se le suprimen dos hidrógenos por algún proceso químico adecuado, se tiene un alcohol *deshidrogenado*, al cual se le llama *al-de-hído*:

del metanol  $\text{H} \cdot \text{CH}_2\text{OH}$  se obtiene el *metanal*  $\text{H} \cdot \text{CHO}$ ,  
 del etanol  $\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2\text{OH}$  se obtiene el *etanal*  $\text{CH}_3 \cdot \text{CHO}$ ,  
 del propanol  $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{CH}_2\text{OH}$  se obtiene el *propanal*  $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{CHO}$ ,  
 del butanol  $\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{OH}$  se obtiene el *butanal*  $\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CHO}$ ,  
 y así sucesivamente.

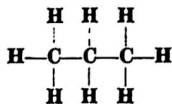
La estructura del grupo funcional de los aldehídos es



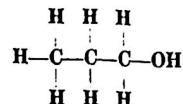
El doble enlace carbono-oxígeno ( $\text{C}=\text{O}$ ) se conoce como grupo *carbonilo*. Una de las características de los aldehídos es que tienen *por lo menos* un hidrógeno enlazado al grupo carbonilo. Más adelante diremos algo respecto a la manera de formarse u obtenerse algún aldehído.

#### c) Función cetona.

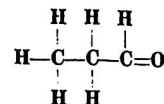
Volvamos a considerar la fórmula estructural del propano (o de cualquiera de los hidrocarburos que le siguen):



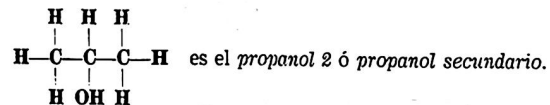
para obtener el propanol se cambió el  $\text{H}$  de uno de los carbonos extremos por  $\text{OH}$ :



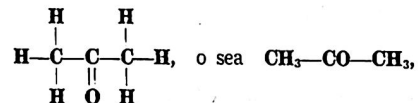
y después al quitar dos hidrógenos quedó el *propanal*:



Pues bien, si hubiéramos hecho las mismas operaciones no con un carbono extremo, sino con uno intermedio, los resultados habrían sido diferentes:



Si ahora a ese mismo carbono se le quitan dos hidrógenos se tiene:



que se llama *propanona* y que es el primer compuesto de la serie de las *cetonas*.

El siguiente compuesto sería la *butanona*, y así sucesivamente.

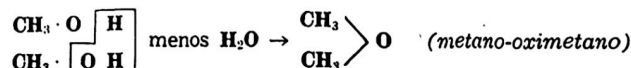
El grupo funcional de las cetonas es  $>\text{C}=\text{O}$ .

Las cetonas se caracterizan porque el grupo carbonilo debe estar enlazado con dos átomos de carbono; además, mientras que la *función aldehído* debe ocupar siempre una posición extrema en una cadena de carbonos, la *función cetona* debe ocupar siempre una posición interna. Más adelante diremos algo respecto a la manera de formarse u obtenerse alguna cetona.

#### d) Función éter.

Se forman los éteres al quitar una molécula de agua a dos moléculas de alcohol:





los éteres también pueden considerarse como derivados del agua cuando los dos hidrógenos de ésta se reemplazan por grupos alkilo.

#### e) Función ácido.

Si al grupo funcional del aldehído  $\text{—C—H}$  se le cambia el hidrógeno



por el grupo hidroxilo ( $\text{—OH}$ ) se obtiene el grupo funcional característico de los ácidos orgánicos, o sea  $\text{—C—OH}$  ó  $\text{—CO—OH}$  que se llama radical

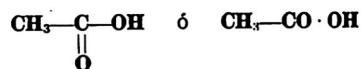


*carboxilo*. O bien podemos decir que: los ácidos orgánicos se derivan de los hidrocarburos al reemplazar tres hidrógenos unidos a un carbono, por un átomo de oxígeno y un radical o grupo hidroxilo.

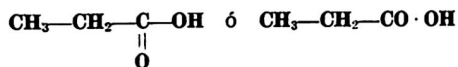
Así por ejemplo, del metano se obtiene el *ácido metanoico*  $\text{H—C—OH}$



o bien,  $\text{H—CO—OH}$  en la misma forma se obtienen los siguientes ácidos:



*ácido etanoico*, o simplemente *etanoico*



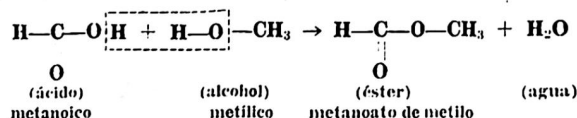
*ácido propanoico*, o simplemente *propanoico*

y así sucesivamente.

#### f) Función éster.

Esta función no debe confundirse con la función éter pues aunque tienen nombres semejantes, son compuestos completamente diferentes.

Los ésteres resultan cuando reacciona un ácido orgánico con un alcohol, por ejemplo:

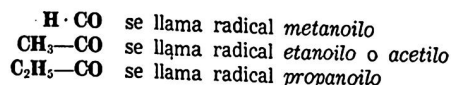


Observando la fórmula del éster (metanoato de metilo) formado vemos que la estructura de la función éster es la siguiente:  $\text{—C—O—}$



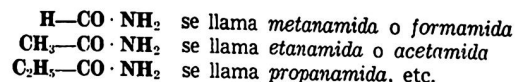
#### g) Función amida.

Se llama radical ácido al grupo de átomos que queda al quitar el OH del ácido:



y así sucesivamente.

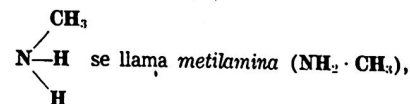
Pues bien, si uno de los hidrógenos del amoníaco se reemplaza por un radical ácido, se obtienen los compuestos llamados *amidas*:



Como se ve, las amidas están caracterizadas por el agrupamiento funcional  $\text{—CO—NH}_2$ .

#### h) Función amina.

Si uno de los hidrógenos del amoníaco  $\text{NH}_3$  se reemplaza por un radical alcohólico se tiene una amina:



la *etilamina* es  $\text{NH}_2 \cdot \text{C}_2\text{H}_5$ , etc.

El grupo funcional de estas aminas, que se llaman *aminas primarias*, es  $\text{—NH}_2$ . Pero si en lugar de sustituir un átomo de hidrógeno se sustituyen dos, se obtienen las *aminas secundarias* y sustituyendo finalmente los tres se obtienen las *aminas terciarias*; sus grupos funcionales son los siguientes:



grupo funcional de una amina  
secundaria.



grupo funcional de una amina  
terciaria.

*Trabajo para los alumnos sobre los productos del petróleo*

Hacer una lista de los principales productos que se obtienen de la destilación fraccionada del petróleo, indicando a qué fracción de destilación pertenece cada uno y la temperatura de destilación de todos ellos.

**ACTIVIDADES SOBRE COMPUESTOS ORGANICOS Y PETROLEO.**

- a) Película sobre el petróleo.
- b) Repaso.

**CUESTIONARIO**

1. Explique qué es la Química inorgánica, qué es la Química orgánica y por qué se estudian por separado.
2. Explique la importancia que tuvo la síntesis de la urea.
3. Represente las siguientes fórmulas estructurales: un átomo de carbono unido a todos los átomos de hidrógeno que puede tener; dos átomos de carbono ligados entre sí y con el máximo número de átomos de hidrógeno que pueden tener entre ambos.
4. Escriba una cadena abierta por sus dos extremos.
5. Haga el esquema de una cadena cerrada.
6. Escriba las fórmulas estructurales de los cuatro primeros hidrocarburos saturados.
7. ¿Por qué se llaman parafinas los hidrocarburos saturados? — ¿En qué estado físico se encuentran?
8. Explique la diferencia entre hidrocarburos saturados e hidrocarburos no saturados. ¿Cuáles de ellos son químicamente más estables?
9. ¿La doble ligadura en un hidrocarburo no saturado indica que los carbonos están ligados entre sí con mayor fuerza que la que da una ligadura sencilla? Explique.
10. Escriba una fórmula de hidrocarburo no saturado de cadena abierta arborescente.
11. Escriba la fórmula de un hidrocarburo no saturado de triple ligadura.

12. ¿Qué diferencia hay entre etano, eteno y etino? Escriba las fórmulas estructurales respectivas.
13. ¿Qué diferencia hay entre alkanos, alkenos y alquinos?
14. Escriba la fórmula estructural del  $C_6H_6$ . — ¿Qué clase de hidrocarburo es?
15. ¿Cuáles son los hidrocarburos aromáticos?
16. ¿Qué es el petróleo y qué países lo producen?
17. Describa en términos generales cómo se extrae el petróleo y cómo se conduce a las refineras.
18. ¿En qué consiste la destilación de un líquido?
19. ¿En qué consiste la refinación del petróleo?
20. Enumere algunos productos que se obtienen al destilar el petróleo, indicando los usos respectivos.
21. ¿Qué usos tienen los residuos sólidos o semisólidos de la destilación del petróleo?
22. A partir de las fórmulas del metano, propano y butano escriba las fórmulas desarrolladas del metanol, etanol, propanol y butanol. Escriba también sus fórmulas condensadas.
23. PRUEBA DE OPCIÓN ÚNICA:  
Las diferentes mezclas de compuestos útiles que se extraen del petróleo se obtienen por el proceso que se llama: a) Hidratación, b) ebullición a baja presión, c) destilación fraccionada, d) gas, gasolina, diesel, e) síntesis, f) análisis, g) cristalización, h) sublimación.

## ESTUDIO SOBRE LOS ALCOHOLES

### a) Fermentación.

#### A.—Definición y ejemplo.

Recordemos que para el más fácil desarrollo de diversos fenómenos químicos se usan los catalizadores en Química inorgánica. Así por ejemplo, al clorato de potasio se le agrega como catalizador el dióxido de manganeso para facilitar el desprendimiento de oxígeno. O bien, en el método de contacto para la elaboración del ácido sulfúrico se usa óxido de vanadio y óxido férrico para oxidar el dióxido de azufre, etc.

Al tratar dichos fenómenos aclarábamos que los catalizadores obran por su simple **presencia**, pero no intervienen propiamente en las reacciones.

Pues bien, hay también catalizadores orgánicos que se llaman **fermentos** y el cambio químico que provocan se llama **fermentación**.

**EXPERIMENTO 47.**—*En un matraz de un litro se ponen 50 cm<sup>3</sup> de agua en los que se disuelven 10 g de glucosa o azúcar de uva,  $C_6H_{12}O_6$ . Se agrega un pedazo de levadura fresca (del tamaño de una nuez) y se coloca el matraz cerca de un calentador en donde haya una temperatura de unos 40°C. El matraz se cierra con un tapón perforado atravesado por un tubo de salida en forma de U invertida que se hace llegar a un tubo de ensayo que contenga agua de cal recién preparada.*

### VOCABULARIO

**METODO DE CONTACTO.**—Método de fabricación del ácido sulfúrico en el cual se ponen en contacto el  $SO_2$  y el oxígeno en presencia de un catalizador, para formar el  $SO_3$ ; con el cual después se forma el  $H_2SO_4$ .

**FERMENTO.**—Catalizador orgánico.

Al cabo de varias horas se verá el resultado de la fermentación: la solución de glucosa se hace espumosa y el agua del tubo de ensayo se enturbia debido al desprendimiento del dióxido de carbono.

Si después de un día de fermentación el líquido del matraz se pasa a un tubo de destilación y se pone en ebullición (véanse las figuras 105 y 106), al condensar se obtendrá alcohol etílico o sea etanol  $C_2H_5 \cdot OH$ , producido según la siguiente reacción:

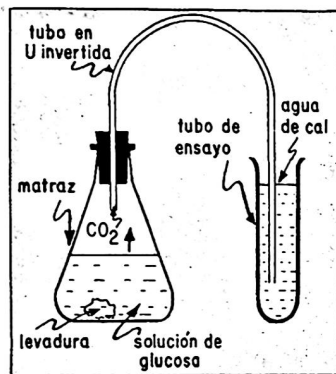
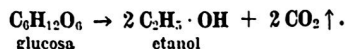


Fig. 105.—Fermentación de la glucosa.



Fig. 106.—Obtención del alcohol etílico.

Esta reacción es en esencia la que ocurre al fabricar el vino a partir del jugo de las uvas. El catalizador se llama *enzima* y procede de las células de la levadura. En México la producción de  $C_2H_5 \cdot OH$  al 100% fue de 150 000 T en 1965.

#### B.—Otros ejemplos.

Cuando una semilla está germinando produce *enzimas* (de nombres *amilasa* y *maltasa*) que contribuyen a transformar el almidón almacenado en la semilla:  $(C_6H_{10}O_5)_x$  que es un compuesto orgánico de peso molecular muy grande (aunque desconocido, y por eso tiene esa  $x$  la fórmula). Ese almidón no es soluble en el agua, pero por la acción de las

#### VOCABULARIO

**EFERVESCENCIA.** — Producción de burbujas gaseosas como consecuencia de una reacción.

**LEVADURA.**—Masa con ituida principalmente por microorganismos capaces de actuar como fermentos.

#### b) Alcoholes

enzimas se transforma en glucosa que sí es soluble y que en esa forma es llevada por la savia a todas las partes de la planta.

Dentro de nuestro organismo también hay secreción de enzimas, que contribuyen a la digestión, una de ellas es la *pepsina*.

Los hongos y las bacterias también desarrollan enzimas y son la causa de diversas putrefacciones (*fermentar* quiere decir hervir, debido a la espuma que se produce; una cosa que se pudre se cubre de espuma).

La fermentación que ocurre durante la fabricación del pan es también una fermentación alcohólica. Es el anhídrido carbónico que se forma durante la misma el que hace que la masa se levante y que el pan quede esponjoso.

#### b) Alcoholes.

Según se indicó anteriormente, los alcoholes se obtienen al sustituir en un hidrocarburo un átomo de hidrógeno por un grupo hidroxilo. Los alcoholes forman una serie homóloga cuyos primeros términos son líquidos y los de gran número de carbonos son sólidos. La propiedad fundamental de los alcoholes es que al reaccionar con los ácidos forman los *ésteres*.

Los dos primeros alcoholes mencionados atrás, que derivan del metano y el etano, respectivamente, reciben varios nombres que conviene conocer:

$CH_3OH$  se llama *metanol*, o *alcohol metílico* o alcohol de madera, que es altamente **venenoso**.

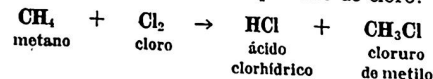
$CH_3 \cdot CH_2OH$  es el *etanol* o *alcohol etílico* o espíritu de vino.

La producción en 1968 fue de 50 000 toneladas.

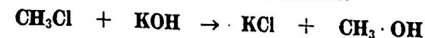
#### A.—Procedimientos generales de obtención.

Además de la obtención de alcoholes por fermentación, de que se habló anteriormente, mencionaremos otro método.

Si una mezcla de hidrocarburo y cloro se expone a la luz del sol, uno de los átomos de hidrógeno es sustituido por uno de cloro:



Si después el cloruro de metilo se trata con una base fuerte, como el hidróxido de potasio o potasa, se obtiene un alcohol:



se ve que el oxhidrilo del metanol proviene de la potasa, pero sin embargo los alcoholes no se ionizan como las bases y por tanto no son bases.

#### VOCABULARIO

**SECRECION.**—Sustancia secretada, o sea producida y emitida por algún órgano de vegetal o animal.

Finalmente, algunos alcoholes se obtienen en la destilación fraccionada del alquitrán de hulla y otros como subproducto de la fabricación de ciertos jabones. La producción en México de  $\text{CH}_3\text{OH}$  fue de 11 460 T en 1968.

### B.—Clasificación de los alcoholes.

Se llama átomo de carbono primario aquel carbono en que tres de sus valencias están ocupadas por hidrógenos, átomo de carbono secundario aquel en que dos de sus valencias están ocupadas por hidrógenos y finalmente átomo de carbono terciario será aquel en que sólo una de sus valencias esté ocupada por un átomo de hidrógeno; así, tendremos:

en  $-\text{CH}_3$  al C se le llama *átomo de carbono primario*

en  $-\text{CH}_2-$  al C se le llama *átomo de carbono secundario* y

en  $-\text{CH}-$  al C se le llama *átomo de carbono terciario*.

Entonces según en el átomo de carbono en que se encuentre el oxhidrilo que es el grupo funcional característico de los alcoholes, éstos pueden ser de tres clases:

- Alcoholes primarios*
- Alcoholes secundarios*
- Alcoholes terciarios.*

### C.—Nomenclatura de los alcoholes.

Para nombrarlos se agrega al final del nombre del alcano correspondiente la letra "l" y para los alcoholes que tienen tres o más átomos hay que indicar con un número al final la posición del oxhidrilo ( $-\text{OH}$ ) para diferenciar las tres clases de alcoholes enumerados anteriormente. Ejemplos:

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$  Etanol (alcohol primario)

$\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{OH}$  Propanol 2 (alcohol secundario)

### VOCABULARIO

**SUBPRODUCTO.**—En una industria se llaman subproductos todas aquellas sustancias que se obtienen más o menos espontáneamente en el curso de las operaciones que se siguen para obtener el producto que se desea. Si las sustancias o cosas así obtenidas no son aprovechables, no se llaman subproductos, sino desechos o desperdicios.

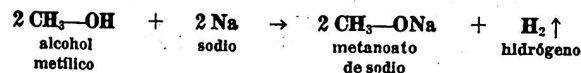


Existe otra forma de nombrar a los alcoholes en la que el grupo

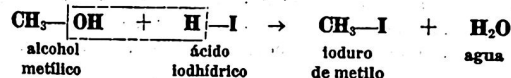
$-\text{C}-\text{OH}$ , que recibe el nombre de *carbinol*, se obtiene de eliminar los tres hidrógenos del metanol ( $\text{CH}_3-\text{OH}$ ), es decir, se hacen derivar todos los alcoholes del metanol; entonces para nombrarlos se enuncian primero los nombres de los radicales (por orden de complicación) que están sustituyendo los hidrógenos del carbinol primitivo y finalmente la palabra carbinol. Sin embargo, esta nomenclatura es muy poco usada.

### D.—Propiedades.

a) Con los metales alcalinos (Li, Na, K) reaccionan dando unos compuestos llamados *alcoholatos*. Ejemplo:



b) Con los hidrácidos halogenados nos dan derivados halogenados:

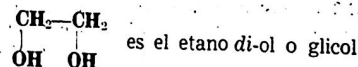


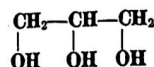
### E.—Alcoholes polivalentes.

Hasta aquí se ha tratado de alcoholes monovalentes, es decir, de los que únicamente tienen un oxhidrilo reemplazando a un hidrógeno. Ahora bien en el laboratorio se ha podido comprobar que se pueden obtener polialcoholes, o sea, alcoholes que pueden tener dos, tres, cuatro o más oxhidrilos.

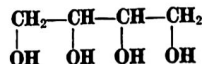
### F.—Nomenclatura de los alcoholes polivalentes.

Para nombrarlos se interpone entre el nombre del hidrocarburo y la terminación "ol" del nombre de los alcoholes monovalentes el prefijo griego *mono*, *di*, *tri*, etc., que nos indique cuántos grupos oxhidrilos tiene el alcohol polivalente por nombrar. Ejemplos:





es el propano-*tri*-ol o glicerina



es el butano-*tetra*-ol

y así sucesivamente.

Dentro de este tipo de compuestos el más importante es el propano-*tri*-ol que se llama comúnmente glicerina o glicerol. Se obtiene como subproducto en la fabricación de ciertos jabones, según se explicará más adelante (pág. 370). Es un líquido espeso sin color ni olor, pero de sabor dulce. Se mezcla con agua en todas proporciones, es higroscópico.

Se emplea en mezclas anticongelantes para agua de radiadores de automóviles en climas muy fríos. Se usa también para cosméticos y otros productos farmacéuticos porque al disolver ciertas sustancias puede penetrar en la piel. Finalmente, se emplea en la fabricación de explosivos tan poderosos como la nitroglicerina y la dinamita.

En 1968 la producción de glicerina fue de 5 200 toneladas.

#### G.—Alcohol desnaturalizado.

El alcohol etílico o *etanol* no sólo se usa como bebida, sino también en la industria. Pero como las bebidas alcohólicas están gravadas por altos impuestos —y con mucha razón, para combatir el alcoholismo— resulta que no se podría emplear este producto para fines industriales por su alto precio.

Se ha resuelto esta cuestión agregando al alcohol etílico sustancias que lo hacen inadecuado para la bebida, pero utilizable para otros fines; se llama alcohol desnaturalizado y contiene alcohol de madera (metanol) o bien benzol o piridina. Mediante esas sustancias tiene mal gusto y mal olor, y además no se le pueden eliminar por destilación. La producción de alcohol desnaturalizado en México en 1968 fue de 44 000 toneladas.



#### VOCABULARIO

**HIGROSCOPICO.** — Cuerpo higroscópico es aquel que absorbe la humedad atmosférica.

**ANTICONGELANTE.**—Sustancia que se agrega al agua para bajar su punto de congelación.

**COSMETICO.**—Confección que se hace para hermosear la tez o el pelo.

**ISOMEROS.** — Compuestos que son diferentes a pesar de estar constituidos por los mismos átomos. La diferencia se debe a que los átomos están agrupados de distintas maneras.

Se usa para conservar piezas anatómicas debido a que coagula la albúmina. Se emplea como combustible, como solvente para fabricar pinturas y barnices. Además se emplea como anticongelante y para fines industriales diversos, tales como elaboración de detergentes, drogas sintéticas, explosivos, productos farmacéuticos, cosméticos y derivados orgánicos.

#### CUESTIONARIO

1. Establezca la relación entre los fermentos y los catalizadores.
2. Detalle el experimento de fermentación del azúcar de uva  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , indicando la reacción química que ocurre.
3. ¿A qué se llama fermentación alcohólica?
4. Explique cómo se puede obtener el etanol por fermentación.
5. Explique cómo se puede obtener el metanol a partir del metano y del cloro.
6. La fórmula condensada  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  corresponde tanto al butano como al isobutano o metilpropano. Explique la diferencia que hay entre esos dos compuestos. ¿Qué nombre se les da?
7. Explique cómo se obtiene el alcohol  $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{OH}$  a partir de las melazas de la sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ).
8. ¿A qué se llaman alcoholes polivalentes?
9. Explique por qué el compuesto  $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$  se llama propanotriol.
10. ¿Qué es la glicerina y para qué se usa?
11. Diga qué es el alcohol etílico y qué usos tiene.
12. Diga qué es el alcohol desnaturalizado, y el porqué de este nombre. Cómo se desnaturaliza y qué usos tiene.

#### VOCABULARIO

**DETERGENTE.**—Sustancia que limpia.

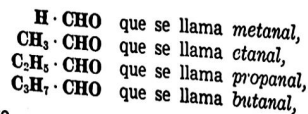


## ALDEHIDOS Y CETONAS.

## a) Aldehídos.

## A.—Obtención.

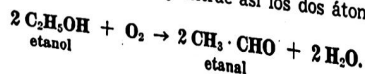
Dijimos anteriormente que los aldehídos son alcoholes deshidrogenados y mencionamos los primeros de la serie:



y así sucesivamente.

El primer término es gaseoso; los siguientes son líquidos y a partir del 16 son sólidos. Son combustibles.

La manera de obtenerlos es oxidando los alcoholes primarios, en ciertas condiciones especiales, y usando catalizadores (al agregarles oxígeno, éste forma agua con el hidrógeno y extrae así los dos átomos de H):



## B.—Nomenclatura.

Para nombrar a los aldehídos, se conserva la raíz del nombre del hidrocarburo de donde provienen, y se le añade la terminación *al*.

Ejemplos:

HIDROCARBUROS		ALDEHIDOS	
NOMBRE	FORMULA	NOMBRE	FORMULA
Metano	$\text{CH}_4$	Metanal	$\text{H} \cdot \text{CH}=\text{O}$
Etano	$\text{CH}_3-\text{CH}_3$	Etanal	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{O}$
Propano	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Propanal	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{O}$
n Butano	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Butanal	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{O}$
n Pentano	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Pentanal	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{O}$

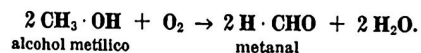
## b) Metanal

359

## b) Metanal.

## 1.—Preparación y propiedades.

El primer término de la serie de los aldehídos es el metanal  $\text{H} \cdot \text{CHO}$ , que se obtiene haciendo pasar una mezcla caliente de alcohol metílico vaporizado y aire por un tubo que contiene un catalizador metálico:



Se obtiene así un gas incoloro de olor picante que se llama *aldehído fórmico*. Es muy soluble en el agua, constituyendo así la *formalina* o *formol* que se vende en el comercio con una concentración de 40%. Se emplea como antiséptico y desinfectante. En 1968 se produjeron en México 7 272 T de formol.

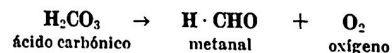
Coagula la gelatina, la albúmina y otras sustancias orgánicas y por eso se emplea para conservar preparaciones anatómicas y en la industria del cuero. Se usa en la fabricación de seda artificial y de plásticos (bakelita, de múltiples aplicaciones en la práctica). También se usa en la fabricación de colorantes. Es un poderoso reductor.

## 2.—Polimería.

Aquí es pertinente mencionar otra característica muy frecuente en los compuestos orgánicos, que es la *polimería*. Por ejemplo, el  $\text{C}_6\text{H}_6$  (benzeno) es polímero del  $\text{C}_2\text{H}_2$  (acetileno). Un polímero tiene la misma composición porcentual que la molécula que dio lugar a él, pero su peso molecular es 2, 3, etc., veces más grande que el de aquélla.

Pues bien, el metanal interviene en una polimerización importantísima que en forma simplificada ocurre como sigue:

Hemos dicho que el  $\text{CO}_2$  del aire es el alimento de las plantas, que penetra por las hojas, se combina con el agua y forma ácido carbónico  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; por la acción de la clorofila y de la energía solar el ácido carbónico se reduce a metanal:



## VOCABULARIO

GELATINA. — Sustancia incolora y transparente, que se saca de ciertas partes blandas de los animales, y de sus huesos, haciéndolos hervir.

POLIMEROS.—Compuestos formados por la agrupación de moléculas iguales

dando un compuesto de mayor peso molecular y de igual composición porcentual que la molécula original.

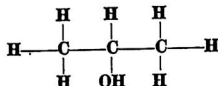
CLOROFILA. — Sustancia verde que tienen las hojas de los vegetales.

y el metanal así formado se polimeriza al agruparse 6 moléculas formando un azúcar de composición  $C_6H_{12}O_6$  y luego por eliminación de hidrógeno y oxígeno se forma almidón o celulosa, sustancias que después constituyen un alimento del reino animal.

### c) Cetonas. Acetona.

#### A.—Origen.

Según se indicó anteriormente, las cetonas provienen de los alcoholes secundarios, al quitar dos hidrógenos a los carbonos intermedios. Así, si al propanol 2, cuya fórmula es



se le quitan dos H del carbono intermedio, se tiene

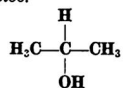


que es la *propanona*.

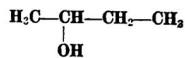
#### B.—Nomenclatura de las cetonas.

Para dar nombre a las cetonas, que se pueden considerar como productos de la oxidación de los alcoholes secundarios, se cambia la terminación -ol del alcohol por la terminación -ona.

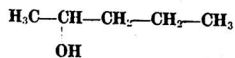
##### Ejemplos:



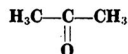
propanol 2



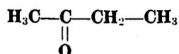
butanol 2



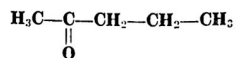
pentanol 2



propanona

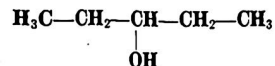


butanona

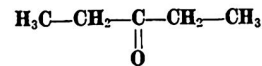


pentanona 2

### c) Cetonas. Acetona.



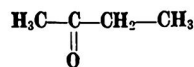
pentanol 3



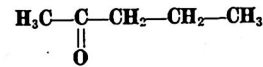
pentanona 3

Como se ve, del término de 5 átomos de carbono en adelante hay que indicar con un número al final del nombre la posición de la función cetona.

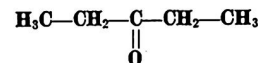
Otro tipo de nomenclatura que se usa es el siguiente: considerando la función cetona como  $\text{C}=\text{O}$  podemos nombrar el radical más sencillo primero y después el más complicado, poniendo al final la palabra cetona. Tomemos como ejemplo la butanona, la pentanona 2 y la pentanona 3:



metil-etil-cetona  
o butanona



metil-propil-cetona  
o pentanona 2

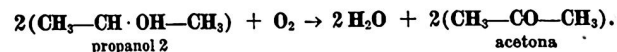


dietil-cetona o pentanona 3

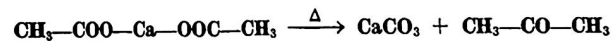
#### C.—Acetona.

La más importante de las cetonas es la primera: la *propanona* o *acetona*  $\text{CH}_3 \cdot \text{CO} \cdot \text{CH}_3$ , que es un líquido incoloro, de olor característico agradable, que hierve a  $52^\circ\text{C}$  y que se mezcla en todas proporciones con agua, alcohol, o éter.

Para obtener la acetona se parte del propanol dos ( $\text{CH}_3 \cdot \text{CH} \cdot \text{OH} \cdot \text{CH}_3$ ) al cual se le oxida para quitarle los dos hidrógenos:



La acetona se obtiene comercialmente por descomposición térmica del acetato de calcio:



La acetona se desprende en forma de vapor que luego se condensa; por lo cual, a este proceso también se le llama *destilación seca del acetato de calcio*.

La acetona forma con el bromo la bromoacetona  $\text{CH}_3\text{—CO—CH}_2\cdot\text{Br}$  que es la B-Stoff de los alemanes, o martonita de los franceses, es un lacrimógeno muy poderoso.

La acetona es un magnífico disolvente del acetileno, y de muchos compuestos orgánicos e inorgánicos.

Se usa como solvente, en la preparación del cloroformo y en la fabricación de lacas y explosivos.

La producción de acetona en México en 1968 fue de 5 000 toneladas.

## ETERES Y ESTERES.

### a) Eteres.

#### 1.—Generalidades.

Según ya se indicó, los éteres se obtienen al eliminar una molécula de agua a dos moléculas de alcohol. Son, pues, los anhidridos de los alcoholes. Si las dos moléculas de alcohol son iguales, el éter es *simple*, pero si son *diferentes* se forma un *éter mixto*.

#### 2.—Nomenclatura de los éteres.

Para darles nombre a estos compuestos, se puede hacer de dos formas, como se indica a continuación:

I).—Decir primero la palabra éter, y después el nombre del alcohol del que proviene. Ejemplo:

$\text{H}_3\text{C—O—CH}_3$  Proviene del alcohol metílico y su nombre es éter metílico.

$\text{H}_3\text{C—CH}_2\text{—O—CH}_2\text{—CH}_3$  Proviene del alcohol etílico; se llama éter etílico.

y así sucesivamente.

### VOCABULARIO

LACA.—Barniz duro y brillante.

ra y suave al tacto, que en forma de granillos, se encuentra en las semillas y raíces de varias plantas.

ALMIDON. — Sustancia blanca, lige-

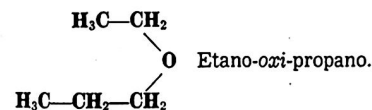
II).—La otra forma es más general y consiste en intercalar la palabra *-oxi-* entre los nombres de los hidrocarburos. Ejemplo:

$\text{H}_3\text{C—O—CH}_3$  Metano-oxi-metano.

$\text{H}_3\text{C—CH}_2\text{—O—CH}_2\text{—CH}_3$  Etano-oxi-etano.

Esta última nomenclatura es la que se usa para denominar a los éteres mixtos. Ejemplo:

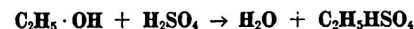
$\text{H}_3\text{C—O—CH}_2\text{—CH}_3$  Metano-oxi-etano.



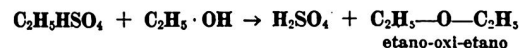
y así sucesivamente.

#### 3.—Eter etílico.

Recordando la gran afinidad del ácido sulfúrico por el agua comprenderemos por qué se usa aquél para deshidratar alcoholes:



y después



El etano-oxi-etano o *éter etílico*, que recibe comúnmente el nombre de *éter sulfúrico* o simplemente éter, tiene por fórmula  $\text{C}_2\text{H}_5\text{—O—C}_2\text{H}_5$ .

El éter sulfúrico es un líquido menos denso que el agua (0.72) y que casi no se disuelve en ella. Su sabor es ardiente y su olor es peculiar. No tiene color.

Se evapora con gran rapidez enfriando así los cuerpos que están en contacto con él. Por eso se usa como anestésico local, pues ese enfriamiento insensibiliza la parte afectada.

El éter hierve a 35°C y sus vapores son muy inflamables.

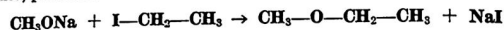
Se usa para disolver grasas, resinas, etc.

### VOCABULARIO

RESINA.—Sustancia de consistencia más o menos pastosa que se extrae de ciertos árboles haciendo incisiones en ellos.

## 4.—Obtención de éteres mixtos.

Los éteres mixtos se pueden obtener por reacción entre un alcoholato alcalino y un haluro de alquilo. Por ejemplo, en la obtención del metano-oxi-etano, podemos utilizar el metanoato de sodio y el yoduro de etilo:

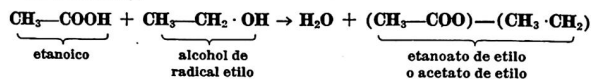


## b) Obtención de ésteres.

Yo se dijo antes que los ésteres resultan de un ácido que reacciona con un alcohol.

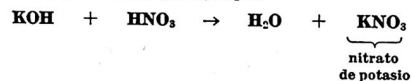
EXPERIMENTO 48.—En un tubo de ensayo se echan partes iguales de etanol (alcohol común y corriente) y etanoico (ácido acético). Se agrega un poco de ácido sulfúrico concentrado y al calentar suavemente se perciben los olores agradables del etanoato de etilo (acetato de etilo).

La reacción es



## c) Nomenclatura de ésteres.

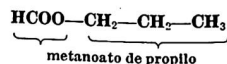
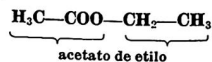
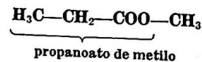
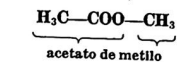
La nomenclatura de los ésteres es igual a la de las sales minerales, las cuales se forman por reacción entre una base (con oxhidrilo, igual que los alcoholes) y un ácido; por ejemplo:



La primera parte del nombre la da el radical del ácido terminada en *ato* (nitrato, etanoato o acetato, etc.). La segunda parte del nombre la da el radical alcohólico (radical alquilo):

metilo  $\text{CH}_3$ , etilo  $\text{C}_2\text{H}_5$ , propilo  $\text{C}_3\text{H}_7$ , butilo  $\text{C}_4\text{H}_9$ , pentilo  $\text{C}_5\text{H}_{11}$ , hexilo  $\text{C}_6\text{H}_{13}$ , y así sucesivamente.

Ejemplos:



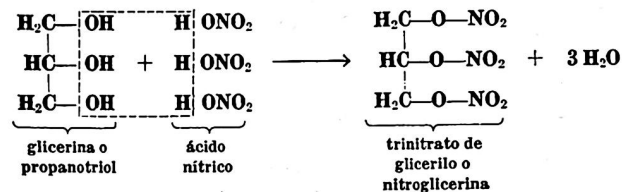
Recuérdese que esos radicales monovalentes resultan de los hidrocarburos de la serie parafínica al sustraerles un hidrógeno.

## d) Propiedades y usos de los ésteres.

Los ésteres se obtienen en estado gaseoso, líquido o sólido y ordinariamente tienen olor agradable. Por eso algunos se emplean en perfumería y fabricación de esencias.

Los triésteres de la glicerina son muy importantes, ya que al saponificarlos se obtienen jabones, y como subproducto la glicerina. (La reacción de saponificación se explicará más adelante.)

La glicerina es la sustancia que se usa para elaborar el explosivo llamado *trinitrato de glicerilo*, que se llama impropriadamente "Nitroglicerina", que se obtiene como sigue:



Esta reacción de esterificación se lleva a cabo en presencia de ácido sulfúrico como catalizador. El producto, que es la nitroglicerina, es un líquido aceitoso que debe manejarse con muchísimo cuidado, pues explota fácilmente.



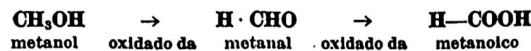
## ACIDOS, SALES Y ÉTERES.

## DESTILACION DE LA MADERA Y DE LA HULLA.

## a) Ácidos.

## 1.—Generalidades.

Anteriormente se indicó que si a un aldehído se le agrega oxígeno se obtiene un ácido. Con mayor precisión, los ácidos orgánicos son producto de oxidación de los alcoholes, formando los aldehídos una etapa intermedia:



## 2.—Nomenclatura de los ácidos.

Para nombrar estos compuestos, al nombre del alcano de que se deriva se le agrega la terminación *-ico*. Pero antes hay que decir la palabra específica ácido. Ejemplo:

ALKANO		ACIDO	
NOMBRE	FORMULA	ACIDO	FORMULA
Metano	$\text{CH}_4$	ác. Metanoico	$\text{HCOOH}$
Etano	$\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_3$	ác. Etanoico	$\text{CH}_3 \cdot \text{COOH}$
Propano	$\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_3$	ác. Propanoico	$\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{COOH}$
n Butano	$\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_3$	ác. n Butanoico	$\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{COOH}$
n Pentano	$\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_3$	ác. n Pentanoico	$\text{CH}_3 \cdot (\text{CH}_2)_3 \cdot \text{COOH}$

como ya se vio antes, el grupo funcional de un ácido es  $\text{—COOH}$  que se llama *carboxilo*.

Aparte de los nombres dados en la tabla existen los nombre triviales, en los cuales no se ha seguido ninguna regla. Por ejemplo, al ácido metanoico se le llama *fórmico*, al etanoico, *acético*, al propanoico, *propiónico*, al n butanoico, *butírico*, al n pentanoico, *valerianoico*, al n hexanoico, *caproico*, etc.

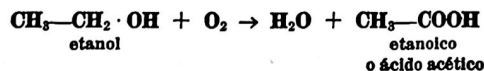
## 3.—Ácido acético

El más importante de los ácidos es el *etanoico* o *ácido acético* ( $\text{CH}_3 \cdot \text{COOH}$ ).

Es un cuerpo incoloro que se encuentra en estado sólido o líquido según la temperatura ambiente, pues su punto de fusión es de  $16^\circ\text{C}$  (cuando no tiene agua).

Es corrosivo y de olor picante.

El ácido acético se produce por fermentación del vino mediante un fermento especial (cuando el vino se agria):



Este es, pues, otro ejemplo de oxidación bacteriana.

También se obtiene en la destilación seca de la madera (pirogenación).

El ácido acético disuelto en agua constituye el vinagre tan usado en la alimentación.

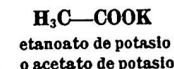
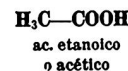
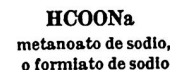
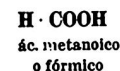
Además se emplea el ácido acético en la fabricación de tinturas, lacas, barnices y otros productos químicos; en especial la seda de acetato de celulosa (rayón), acetato que se obtiene a partir del anhídrido del ácido acético. Producción en México de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ : 31 500 T en 1968.

## b) Sales.

Recuérdese que en general, se forma una sal cuando un ion metálico reemplaza el ion o iones hidrógeno de un ácido. Cuando el hidrógeno del  $\text{—OH}$  del carboxilo se reemplaza por un metal se obtiene una sal orgánica.

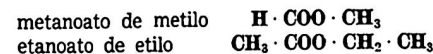
*Nomenclatura de sales orgánicas.*—Para nombrar estos compuestos, se cambia la terminación *-ico* del ácido por *-ato*, y después se enuncia el nombre del metal precedido de la preposición "de".

Ejemplo:



etcétera.

Examinemos las fórmulas de los dos primeros ésteres:

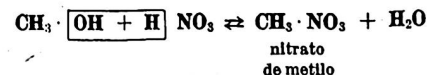


y comparémoslas con las de los ácidos respectivos:



se ve que los ésteres se forman sustituyendo el H metálico de los ácidos por un radical alcohólico. En otras palabras, los ésteres de la Química del carbono, corresponden a las sales de la Química inorgánica.

Tomemos ahora como ejemplo la reacción de un alcohol con un ácido inorgánico:



Es una reacción reversible porque el éster con el agua (hidrólisis del éster) da nuevamente el alcohol y el ácido.

Al tratar del carbono se describió un experimento que pone de manifiesto que si se calienta un trozo de madera en ausencia de aire se obtienen gases combustibles y un residuo sólido. Parte de esos gases son en realidad líquidos a la temperatura ambiente y mediante un dispositivo de refrigeración adecuado se pueden condensar.

Los productos de la destilación seca de la madera son: gases combustibles, metanol, esencia de trementina (mezcla de ciertos hidrocarburos), ácido piroleñoso (ácido acético) y alquitrán (líquido espeso que es una mezcla de diversos productos). Además queda carbón de leña.

Los alquitranes condensados constituyen lo que se denomina *ácido piroleñoso*. De este producto se obtiene el ácido acético tratando el ácido piroleñoso con lechada de cal: se obtiene primero el acetato de calcio que precipita y se separa. El acetato entonces, se trata con ácido sulfúrico, liberándose el ácido acético que se separa por destilación.

El proceso anterior se realiza después de una destilación previa de los alquitranes, en la cual destila primero una mezcla de metanol y acetona.

Como se puede ver, todos los productos de la llamada "destilación" seca de la madera son aprovechables. El nombre correcto de este proceso es carbonización o pirogenación.

**EXPERIMENTO 49.**—Se instala un dispositivo como el representado en la figura 108 encerrando en el tubo de ensayo unos pedacitos de hulla. Al calentar se desprenden por el tubo gases que se queman; en el frasco refrigerado se va condensando un líquido y en el tubo de ensayo queda un residuo de alquitrán.



Fig. 108.—Destilación de la hulla.

Los productos principales que se obtienen son benceno, naftaleno, tolueno, creosota, xileno y brea de alquitrán. Sin embargo, en México no se tienen yacimientos de carbón que permitan este tipo de explotación; en cambio, se tienen abundantes yacimientos de petróleo y gas natural.

Producción en México (principalmente de otras fuentes): benceno, 78 000 T en 1966; tolueno, 100 000 T en 1966.

#### VOCABULARIO

**NAFTALENO.**—Hidrocarburo sólido usado como desinfectante. Se llama ordinariamente naftalina.

**LECHADA DE CAL.**—Masa muy fina de cal muy usada para blanquear paredes.

#### ESTUDIO DE LÍPIDOS Y GLUCIDOS.

##### a) Lípidos.

Una parte muy importante del cuerpo de los animales la forman las **grasas** (sebo y manteca del tejido adiposo; cera de las abejas, etc.). Los aceites que se extraen de diversos vegetales son compuestos similares. Todos esos cuerpos reciben el nombre genérico de lípidos y están formados por ésteres resultantes de ácidos monobásicos saturados y glicerol u otros alcoholes superiores.

Esos ácidos se llaman *ácidos grasos* y en su mayoría tienen un gran número de carbonos, por eso se les califica como ácidos grasos superiores. Ejemplos:

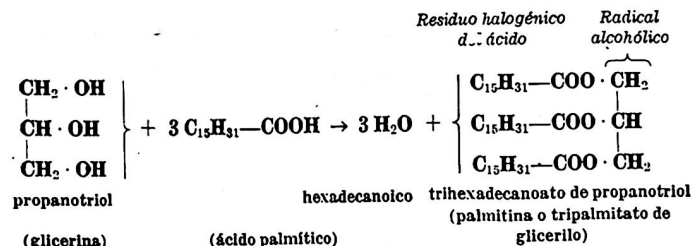
hexadecanoico  $C_{16}H_{32}O_2$  (o sea  $C_{15}H_{31}-COOH$ ) o ácido palmítico.

octadecanoico  $C_{18}H_{36}O_2$  (o sea  $C_{17}H_{35}-COOH$ ) o ácido esteárico.

Los ésteres de esos ácidos reciben el nombre de *lípidos*.

La palmitina es el éster del ácido palmítico o hexadecanoico. Se forma por reacción entre el hexadecanoico y el propanotriol o glicerina. (En realidad no es ese el método de obtención usual de los lípidos, sino que se extraen de los vegetales y animales que los contienen).

Como el propanotriol es un alcohol trivalente, al reaccionar con los ácidos da triésteres:



#### VOCABULARIO

**TEJIDO ADIPOSITO.**—Tejido del organismo, animal o humano, que contiene grasa.



## b) Propiedades comunes de los lípidos.

Cuando no tienen impurezas, las grasas son incoloras, inodoras e insípidas y en estado sólido o líquido, según los diversos ésteres que las formen. Producen en el papel una mancha que no se quita al calentar. Son insolubles en el agua, pero se disuelven en alcohol, éter y bencina; por eso estos líquidos se usan para quitar manchas de grasa. Al calentarse se descomponen formándose diversos gases y vapores combustibles.

## c) Clasificación de los lípidos.

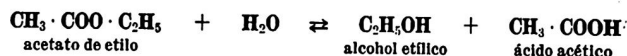
Los lípidos hasta aquí mencionados se llaman *lípidos simples*. Hay otros que se denominan *lípidos complejos* porque contienen fósforo y nitrógeno además de C, H, y O.

En el comercio los lípidos simples se dividen en:

1. *Grasas líquidas* o aceites (aceite de olivo, para comer; aceite de linaza, para usos industriales).
2. *Grasas pastosas* o mantecas.
3. *Grasas sólidas* (sebo, cera).

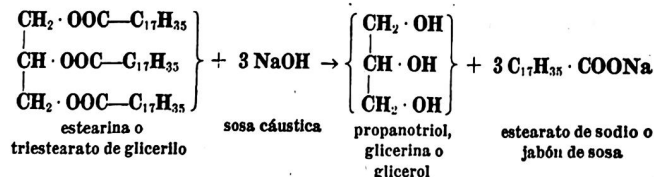
## d) Hidrólisis y saponificación.

Según se indicó en otro lugar se llama *hidrólisis* la transformación de una sustancia en otra por la acción del agua; los ésteres sufren este fenómeno:



es una reacción reversible, precisamente la inversa de la formación de los ésteres.

Una acción semejante de descomposición de los ésteres se efectúa mediante los hidróxidos, llamándose entonces *saponificación*, y lo que se obtiene es un alcohol y una sal del ácido graso:



## VOCABULARIO

ACEITE DE LINAZA.—Cierta tipo de aceite que al exponerse al aire endurece debido a una oxidación que sufre.

Como se ve, se forma jabón; por eso el proceso se llama saponificación. También se forma glicerina.

México produjo 4 800 toneladas de glicerina en 1966.

## e) Propiedades de los aceites.

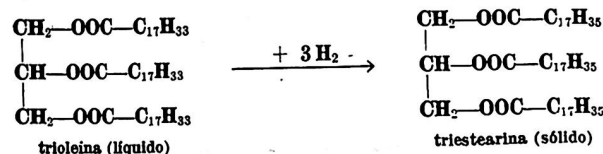
Hemos dicho que a las grasas líquidas se les llama aceites.

Se encuentran en las semillas de muchos vegetales: aceituna, linaza, ricino, soya, ajonjolí, etc. También se extraen de diversos animales: aceite de hígado de bacalao, aceite de ballena.

Son líquidos viscosos, más ligeros que el agua, incoloros si están puros, amarillentos debido a la presencia de impurezas. Todos ellos son inflamables.

Como es bien sabido, algunos de ellos son comestibles y otros tienen usos industriales importantes. También se emplean con fines medicinales. Hay una división especialmente importante de los aceites, que es la división en aceites *secantes* y aceites *no secantes*. Los primeros son aceites que se "enrancian" o bien, se espesan; por efecto de la oxidación debida al oxígeno atmosférico, utilizándose este tipo de aceites, como disolventes de lacas, pinturas y barnices. Los aceites no secantes por el contrario, no sufren alteraciones y dentro de este tipo quedan los aceites considerados como comestibles. La diferencia, básicamente, se debe a que los no secantes son saturados y los secantes son insaturados; o sea, contienen dobles o triples ligaduras en su molécula.

Algunos aceites insaturados son sometidos a procesos de hidrogenación. El hidrógeno entra en las dobles ligaduras, perdiendo entonces el aceite propiedades indeseables como mal olor, y mal sabor, que les dan esas dobles ligaduras y se convierten además en sólidos. (En esta forma se obtienen las llamadas *grasas vegetales*.) Por ejemplo:



Esta reacción se efectúa a altas temperaturas y con catalizador de níquel, platino o paladio.

## f) Jabones.

Anteriormente se indicó que al saponificar una grasa mediante sosa o potasa cáustica (lejía o sosa de potasa) se obtiene un jabón.

En la fabricación de algunos jabones se obtiene al mismo tiempo la glicerina (el propanotriol formado por la acción de la lejía).

Ya se indicó en otro lugar que la acción limpiadora o detergente del jabón se debe a que disminuye la tensión superficial de la película de grasa que cubre los cuerpos sucios. De esa manera la grasa se emulsiona (o sea se divide en gotitas pequeñísimas) y se elimina con la jabonadura. Además las partículas de polvo quedan envueltas con una película de jabón, que las arrastra de donde están.

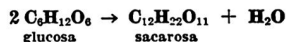
#### g) Glúcidos.

Hay un grupo de compuestos orgánicos que contienen C, H y O, de importancia comparable a las grasas, que incluye los azúcares, los almidones y las celulosas. No daremos una definición rigurosa de estos compuestos.

La fórmula de estos compuestos manifiesta que el H y el O están usualmente en la proporción  $H_2O$ ; por eso se llamaban antes hidratos de carbono o carbohidratos. Son solubles en el agua y tienen sabor dulce, por eso se llaman actualmente *glúcidos*.

Se dividen en *monosacáridos*, como la glucosa  $C_6H_{12}O_6$ ; *disacáridos*, como la lactosa y la sacarosa  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , y en general *polisacáridos* como el almidón  $(C_6H_{10}O_5)_n$  y la celulosa  $(C_6H_{10}O_5)_x$  siendo n y x valores elevados.

Los disacáridos se forman por la combinación de dos moléculas de monosacáridos con pérdida de una molécula de agua:



Los glúcidos forman una parte importante en el organismo de las plantas y de los animales.

La importancia práctica de estos cuerpos se puede estimar teniendo en cuenta las industrias que dependen de los glúcidos: la industria del algodón, la fabricación del papel, la seda artificial y otras industrias igualmente importantes.

Al hablar del formaldehído (metanal) ya se indicó que en las plantas se obtiene por reducción del ácido carbónico y que después al polimerizarse el metanal resulta la glucosa, a partir de la cual se forman el almidón y la celulosa.

#### VOCABULARIO

**DETERGENTE.** — Sustancia que limpia.

**PELICULA.** — Capa delgada.

**TENSION SUPERFICIAL.** — Cierta fuerza que existe en la superficie de los líquidos.

**HIDRATO DE CARBONO O CARBOHIDRATO.** — Nombre que se daba a ciertos compuestos de la química del

carbono, que además de carbono contienen hidrógeno y oxígeno en las proporciones de dos partes de H por una de O.

**HIDROCARBUROS.** — Compuestos de la química del carbono que contiene únicamente H y C. No deben confundirse con los carbohidratos.

### PRACTICA DE LABORATORIO.—OBTENCION DE UN JABON.

**OBJETO.**—Ejercicios sobre la elaboración de algún producto hogareño (jabón).

**APARATOS, SUSTANCIAS Y MATERIALES.**—Vaso de precipitados, mechero, tripode y aditamentos, termómetro; solución de hidróxido de sodio al 50%, aceite de coco. (Véanse láminas al final del libro.)

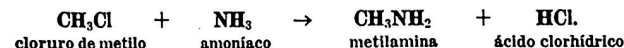
#### • PROCEDIMIENTO

En un vaso de precipitados se ponen unos 12 g de aceite de coco y se calienta hasta fundir. Después se deja enfriar hasta  $40^\circ C$ . Entonces se van agregando poco a poco unos 8 cm<sup>3</sup> de una solución de hidróxido de sodio al 50%, agitando continuamente. Después se enfría y la pasta que así se obtiene es jabón.

### PROTIDOS. — ALIMENTACION Y FACTORES BIOS.

#### a) Propiedades generales y origen de los protidos.

Al mencionar las aminas se indicó anteriormente que son derivados del amoníaco  $NH_3$  cuando se reemplaza en él un hidrógeno por un radical alcohólico:



Se caracterizan estas aminas primarias por el radical amino  $-NH_2$ .

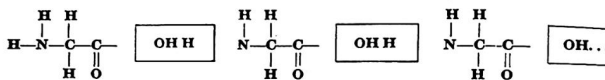
Por otra parte, los ácidos orgánicos están formados por un radical alcohólico y el radical carboxilo:  $CH_3-COOH$  es el etanoico o ácido acético.

Pues bien, si en un ácido se sustituye por  $NH_2$  uno de los hidrógenos del radical unido al carboxilo, se obtiene un aminoácido:  $NH_2 \cdot CH_2 \cdot COOH$  es el ácido aminooacético o glicina, y constituye el primer término de los aminoácidos.

Se llaman *proteínas* ciertos compuestos orgánicos muy complejos constituidos por la unión de diversos aminoácidos formados por las plantas a partir de los nitratos y las sales de amonio que hay en el suelo. Los animales herbívoros no pueden elaborar proteínas pero las obtienen de las plantas y el hombre las obtiene o bien de las plantas o bien de animales que han tomado proteínas de los vegetales. Los animales carnívoros las obtienen de los herbívoros.

Las proteínas contienen además azufre y a veces fósforo. La *hemoglobina* (constituyente de la sangre), que es una proteína, contiene hierro.

Las proteínas son grandes cadenas de moléculas hechas por la reunión de aminoácidos con expulsión de agua, en la forma representada a continuación:



y así sucesivamente.

Como consecuencia de esa formación de cadenas las proteínas tienen pesos moleculares enormes; así por ejemplo se estima que la hemoglobina tiene un peso molecular de 68 000. Las moléculas de ese tipo de compuestos se llaman *macromoléculas* o *moléculas gigantes*.

Las proteínas son coagulables por el calor.

Debido al gran tamaño de sus moléculas no dan verdaderas soluciones (unas en el agua, otras en diversos líquidos), sino que dan *sistemas coloidales*. Los *coloides* son cuerpos de constitución semejante a la cola, que ordinariamente no cristalizan sino se coagulan.

Ordinariamente no tienen ningún color, salvo la hemoglobina (roja) y la clorofila (verde).

Las proteínas constituyen el protoplasma de todos los seres organizados y al descomponerse dan aminoácidos.

Las proteínas más importantes son:

- 1° La *albúmina*, de los huevos, la sangre y la leche.
- 2° La *globulina*, de los vegetales y la sangre.
- 3° La *glutina*, del gluten del trigo.
- 4° Los *albuminoides* (*queratina* de las uñas, cuernos, plumas, etc.; *gelatina*, que se obtiene del pescado o de los huesos).
- 5° *Clorofila*, de las plantas.
- 6° *Hemoglobina*, de la sangre.
- 7° *Caseína*, de la leche
- 8° Los *fermentos solubles* o *enzimas*.

### b) Su función en nuestro organismo.

Teniendo en cuenta que las proteínas son el material de que están hechas las células del cuerpo humano y que se encuentran también en muchos de los líquidos del mismo y que como consecuencia de ello forman la mitad del peso de nuestro organismo, comprenderemos por qué es importante el conocimiento y estudio de las proteínas.

Hemos dicho que las proteínas llegan a nuestro organismo por medio de alimentos que en último análisis resultan ser de origen vegetal.

El proceso digestivo hace que las proteínas se transformen en los aminoácidos que las constituyen; éstos llegan a los tejidos del cuerpo y allí se reconstruyen formando nuevamente proteínas. El protoplasma así formado es la fuente de energía de nuestro organismo. Cuando hacemos un trabajo muscular pesado se consumen proteínas, y hay que reemplazarlas con alimentos. Nuestro cuerpo no puede almacenar más proteínas que las que necesita diariamente, cosa que sí ocurre, por ejemplo con las grasas. (Sin embargo, se cree que los músculos pueden almacenar algo de esas proteínas para consumirlas cuando faltan en la alimentación.)

Se estima que la alimentación debe proporcionar diariamente de 70 a 100 gramos de proteínas.

### c) Nociones sobre dietética.

Se llama *dieta* el conjunto de alimentos que tomamos diariamente para reponer los tejidos de nuestro organismo que se destruyen, para el crecimiento de los muchachos y jóvenes, para conservar la temperatura del cuerpo y en general para proporcionar a nuestro cuerpo toda la energía que necesitamos.

*Factores bios.*—Son todas las sustancias como vitaminas, grasas, etc., de las cuales depende directamente la vida.

Ya hemos hablado de cómo intervienen las proteínas, los glúcidos, las grasas, y los minerales en la constitución de los vegetales y animales. Ahora diremos algunas palabras respecto a su importancia como alimentos.

*Alimentos proteicos.*—Se incluyen en este grupo: leche, huevos, carne, queso, carne de aves y pescado. También tienen proteínas la avena y el trigo, los chícharos y los frijoles. Todos esos alimentos son necesarios para reemplazar las células que van desapareciendo en el cuerpo.

*Glúcidos.*—Contienen glúcidos las papas, la harina, el arroz, las sopas

## VOCABULARIO

**DIETÉTICA.**—Parte de la medicina que se ocupa del uso metódico de los alimentos.

de pasta y el azúcar. Los glúcidos se necesitan para conservar el calor del cuerpo y darle energía.

**Grasas.**—Dentro de este grupo se comprenden: mantequilla, margarina, crema, manteca, aceite y otros productos similares. Las grasas son los alimentos que producen más calorías por unidad de peso. Por lo demás, la mayoría de los alimentos contienen grasas.

**Minerales u oligoelementos.**—Nuestro cuerpo requiere cerca de 18 minerales, siendo los más importantes los compuestos de calcio, fósforo y hierro. Casi la totalidad del calcio está en los huesos y los dientes.

El agua es un alimento y existe en todos los tejidos del cuerpo. Constituye aproximadamente las  $\frac{2}{3}$  partes del peso del cuerpo humano. Ayuda a la digestión, disuelve los alimentos para que puedan ser utilizados por el organismo. Constituye además el medio de transporte de los alimentos di-



Fig. 109.—Los siete grupos alimenticios básicos para la salud.

Con permiso de U. S. War Food Administration y de  
ENCYCLOPEDIA BRITANNICA

suelos a todas las partes del cuerpo por conducto de la sangre y de la linfa. Finalmente, ayuda a regular la temperatura del cuerpo.

**Vitaminas.**—Las vitaminas son productos químicos que existen en diversos alimentos naturales y que sirven para regular ciertos procesos en el organismo, siendo necesarias para la salud. Cada una de ellas tiene su manera especial de servir al cuerpo. En conjunto ayudan al crecimiento y al desarrollo de los huesos y los dientes. Además aumentan el apetito.

En el párrafo siguiente se dan detalles al respecto.

La leche además de contener proteínas, glúcidos y grasas (con éstas se hace la mantequilla), contiene calcio, fósforo y todas las vitaminas; es pues un magnífico alimento.

**Dieta normal o dieta balanceada.**—En nuestro país todavía no hay estudios completos respecto a las dietas adecuadas para la buena salud de acuerdo con los alimentos disponibles en las diversas regiones. Por eso las recomendaciones que a continuación damos provienen de la experiencia y estudios hechos en otros países. La alimentación de jóvenes de ambos sexos debe consistir de lo siguiente diariamente:

LECHE	Medio litro.
HUEVOS, CARNE O PESCADO	Uno o dos huevos al día y un pedazo de carne o de pescado.
VERDURAS Y VEGETALES	Dos o tres veces al día; una vez papas o bien arroz.
AGUA	Seis vasos de agua al día.
DULCES	Azúcar, o miel, o jalea, o conservas.
GRASAS	Tres cucharadas de mantequilla o margarina, manteca animal o vegetal con los alimentos, en ensaladas, o bien crema, o tocino, o cacahuete.
PAN Y CEREALES	Pan en cada comida. Cereales una vez al día.
FRUTAS	Dos al día, incluyendo una naranja o jitomate.

#### d) Función de las vitaminas en nuestro organismo.

La leche tiene los siguientes componentes:

agua	87 %
proteínas	3.3%

#### VOCABULARIO

**LINF.**—Líquido transparente, claro, que tiene algunas propiedades semejantes a la sangre, y que circula en el cuerpo humano por unos conductos que se llaman vasos linfáticos.

grasa .....	4.0%
glúcidos .....	5.0%
minerales .....	0.7%

Ahora bien, es sabido que los mamíferos recién nacidos (el hombre entre ellos) se alimentan exclusivamente de leche, lo que significa que la leche es un alimento completo (por lo menos para la primera edad).

Basado en consideraciones de esta naturaleza, a fines del siglo pasado se creía que la alimentación completa consistía en agua, proteínas, grasa, glúcidos y minerales, todos ellos en ciertas proporciones convenientes.

Sin embargo, al experimentar con ratas proporcionándoles *exclusivamente* esas sustancias, pero no tomadas de la leche, se vio que dejaban de crecer y que pronto morían. En cambio, si se agregaba leche a esa alimentación, seguían creciendo y viviendo normalmente. Lo que ocurre es que las grasas, los glúcidos y las proteínas *en estado de pureza* no tienen vitaminas, mientras que la leche sí las tiene.

Las vitaminas son sustancias que se encuentran en cantidades pequeñas en los alimentos. Su composición química es muy compleja y la manera como intervienen en las funciones vitales es muy complicada, pero su influencia en la salud del hombre es del dominio común.

#### A.—Clasificación por su solubilidad.

Algunas vitaminas son solubles en el agua y se llaman *hidrosolubles*; otras son solubles en las grasas y se llaman *liposolubles*.

#### B.—Enumeración de algunas vitaminas.

**Vitamina A** o vitamina *antioftálmica* o *antiinfecciosa*. Es liposoluble. Se encuentra en las grasas animales, en la mantequilla de la leche, en la yema de huevo y en los aceites de hígado de ciertos peces.

**Vitamina B<sub>1</sub>** o *tiamina*; es soluble en el agua. Ayuda al funcionamiento del sistema nervioso. Se encuentra en los cereales, papas y leche.

**Vitamina B<sub>2</sub>**. Es la vitamina del *crecimiento*; soluble en el agua. Se encuentra en la leche y huevos.

**Vitamina B<sub>3</sub>**. Mantiene la *salud de la piel*; se encuentra en la levadura y en la cascarilla de arroz.

**Vitamina C** o *ácido ascórbico*. Es hidrosoluble, impide el escorbuto y favorece la dentadura sana. Se encuentra en las frutas, verduras frescas, en los cítricos (naranjas, limón, etc.) y en los chiles. Antiinfecciosa.

**Vitamina D** o vitamina *antirraquítica*. Es liposoluble. Produce efecto comparable al de las radiaciones solares. Se encuentra en el aceite de hígado de algunos peces, en los huevos y en la leche.

**Vitamina E** o vitamina de la *fertilidad*; es liposoluble. Necesaria para la reproducción normal del hombre y mamíferos. Se encuentra en los cereales enteros, lechuga y otras hojas verdes.

**Vitamina K**, liposoluble. Es indispensable para la *coagulación de la sangre*. Se encuentra en las espinacas y vegetales verdes.

#### e) Hormonas.

##### A.—Glándulas de secreción interna.

Existen en el organismo algunas glándulas que secretan diversos jugos que salen por conductos bien conocidos, por ejemplo las glándulas mamarias y las glándulas sudoríparas. En cambio hay otras glándulas que no tienen conductos definidos, sino que los productos que segregan van directamente al torrente circulatorio. Estas últimas son las llamadas glándulas de secreción interna. Tales son las glándulas tiroideas, las glándulas suprarrenales, el páncreas y las glándulas sexuales.

Los productos de estas glándulas son compuestos orgánicos cuya estructura química se ha venido estudiando estas últimas décadas, y no todos ellos están bien conocidos.

Las secreciones de estas glándulas se llaman *hormonas* y aunque son producidas en cantidades muy pequeñas, el efecto que producen en diversas partes del organismo es importantísimo hasta el grado de que la supresión de alguna de estas glándulas da lugar a graves trastornos y a veces hasta a la muerte.

Estas hormonas son reguladores químicos que excitan el funcionamiento de diversos órganos del cuerpo y que cuando fallan por alguna razón debe contrarrestarse esa deficiencia con algún medicamento.

##### B.—Enumeración de algunas hormonas. Sus propiedades.

1º La *adrenalina* es segregada por las glándulas suprarrenales y regula la presión de la sangre.

2º La *tiroxina* es producida por la glándula tiroidea. La carencia de esta hormona llega a producir el cretinismo.

3º La *parathormona* es producida por las glándulas paratiroides. Su función está relacionada con el calcio de los huesos y de la sangre.

4º La *insulina* es producida por el páncreas. Su ausencia da lugar a la oxidación incompleta de la glucosa de la sangre, lo que ocasiona la enfermedad llamada diabetes.

5º La *testosterona* es la hormona sexual masculina; la *progesterona* y el *estradiol* son las hormonas sexuales femeninas.

#### VOCABULARIO

HORMONAS.—Secreciones producidas por las glándulas de secreción interna.

## CUESTIONARIO

1. ¿A qué se le llama poder energético de las grasas? — ¿Por qué necesitamos grasas en nuestra alimentación? — ¿Cuáles son mejores, las vegetales o las animales?
2. ¿Por qué algunos aceites vegetales no se pueden usar en la alimentación? ¿Cómo se puede remediar ese defecto?
3. Explique brevemente el proceso químico que ocurre al hidrogenar un aceite.
4. ¿Cómo se fabrica la manteca vegetal?
5. ¿Qué son las proteínas? — ¿Cuál es probablemente su estructura molecular?
6. Enumere algunas propiedades de las proteínas.
7. ¿Cómo obtiene el hombre las proteínas que necesita para su alimentación?
8. ¿A qué se llama suspensiones coloidales o coloides?
9. ¿Qué parte del organismo está constituida por las proteínas?
10. Enumere algunas de las proteínas más importantes.
11. ¿Qué procesos sufren las proteínas en nuestro organismo? — ¿Cómo se consumen y cómo se reemplazan?
12. ¿Qué diferencias se presentan entre la alimentación con vitaminas y la alimentación sin vitaminas?
13. Enumere algunas vitaminas y sus propiedades principales.
14. Dé una idea sobre la función que las hormonas desempeñan en nuestro organismo.
15. Enumere algunas hormonas, indicando sus funciones.
16. ¿Cuáles son los cuatro tipos de compuestos químicos que intervienen en la dieta del hombre, además de las vitaminas?
17. Enumere algunos alimentos proteicos y diga la función que desempeñan.
18. ¿Qué alimentos contienen glúcidos y para qué sirven a nuestro organismo?
19. ¿De dónde provienen las grasas de nuestro cuerpo y cuál es su finalidad?
20. ¿Cuáles son los minerales más importantes que hay en el cuerpo humano?
21. ¿Por qué es el agua tan importante en la alimentación?
22. Explique por qué se considera la leche como un alimento de primera categoría.
23. Haga un cuadro de los alimentos usuales en la región en que vive y compárelo con la alimentación que los expertos en dietética recomiendan para los jóvenes.

## PRACTICA DE LABORATORIO. — FIJACION DE LA SOLUBILIDAD DE UNA SUSTANCIA ORGANICA.

OBJETO.—Determinar el disolvente apropiado de una sustancia orgánica.

MATERIALES Y SUSTANCIAS.—Tubos de ensaye de 15 ml, dos gradillas, benceno, éter etílico, acetato de etilo, cloroformo, acetona, metanol, agua, alguna grasa animal, naftalina en polvo.

## • EXPERIMENTOS

1.—En la gradilla, ponga 7 tubos, numerados del 1 al 7 y agregue 10 ml de las siguientes sustancias:

- Tubo N° 1.—benceno
- Tubo N° 2.—éter etílico
- Tubo N° 3.—acetato de etilo
- Tubo N° 4.—cloroformo
- Tubo N° 5.—acetona
- Tubo N° 6.—metanol
- Tubo N° 7.—agua.

Agregue a cada tubo 0.4 gramos de grasa aproximadamente, agítelos y vea en qué tubo se disolvió más grasa, la sustancia que contenga dicho tubo será el disolvente apropiado de la grasa.

2.—En la 2ª gradilla ponga 7 tubos, numerados del 1 al 7 y agregue 10 ml de las sustancias indicadas en el experimento uno, y en el mismo orden, agregue 0.25 gramos de naftalina a cada tubo, y en seguida agítelos, indique el número del tubo donde se disolvió más naftalina, la sustancia que contenga dicho tubo, será el disolvente más apropiado de la naftalina.

## CUESTIONARIO

1. ¿Qué es solubilidad de una sustancia?
2. ¿Qué es una sustancia orgánica?
3. ¿Qué usos tiene la naftalina?



## ACTIVIDADES SOBRE COMPUESTOS ORGANICOS

A.—Monografía hecha por los alumnos sobre el alcohol de madera.

B.—Trabajo hecho por los alumnos sobre representación estereoquímica. Construir con palillos o alambres, cuerpos que representen fórmulas químicas orgánicas.

Se puede representar, por ejemplo, una molécula de metano, mediante pelotitas de hule de diferente tamaño, que representaran los átomos de los diferentes elementos y palillos, que representen las uniones.

Las pelotitas chicas y rayadas representarán átomos de hidrógeno, las grises átomos de carbono, y las blancas átomos de oxígeno; además se pueden pintar de diferentes colores para una mejor distinción; por ejemplo, blanco para hidrógeno, negro para carbono, y azul para oxígeno.

Los palillos deben colocarse con las inclinaciones más parecidas a los ángulos que tienen las ligaduras. Véase la ilustración de la Fig. 110.

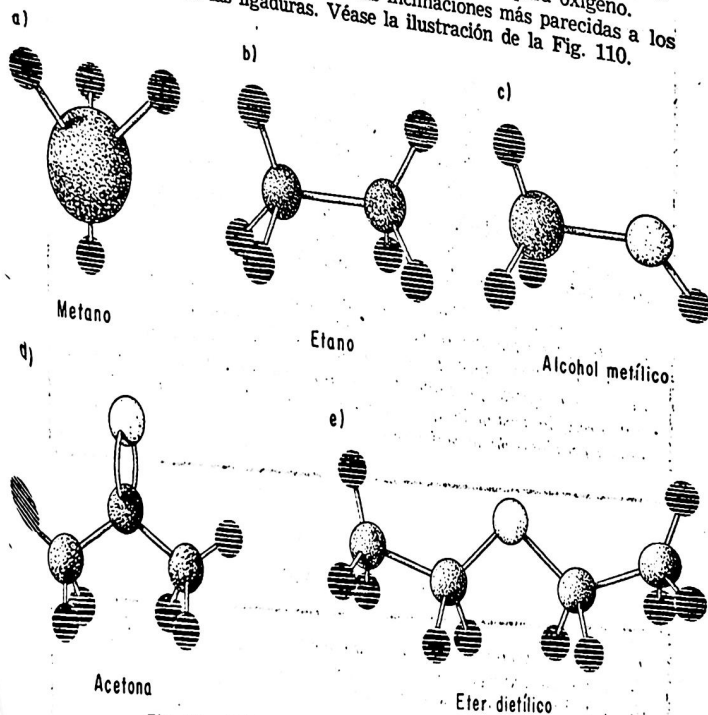
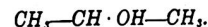


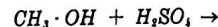
Fig. 110.—Moléculas de diversos compuestos orgánicos.

## CUESTIONARIO

1. Escriba la reacción de obtención del etanal por oxidación del etanol.
2. Indique cómo se obtiene el metanal, qué propiedades tiene y para qué se usa.
3. Explíquese cuáles compuestos reciben el nombre de polímeros.
4. Escriba la reacción que representa la transformación del ácido carbónico para formarse el metanal por la acción clorofiliana.
5. ¿Qué proceso sufre en las plantas el metanal formado por la acción de la clorofila?
6. Explique cómo se obtiene la acetona  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ , a partir del 2-propanol:

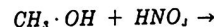


7. ¿Por qué se llama a los éteres anhídridos de los alcoholes? — ¿Por qué se usa el ácido sulfúrico para obtener los éteres?
8. Complétese la siguiente ecuación de deshidratación del alcohol:



y escribase la reacción que ocurre después para la obtención del metano-oxi-metano.

9. Describa las propiedades y usos del éter etílico.
10. Explique cómo se obtiene el ácido acético por fermentación del etanol  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{·OH}$ . — ¿Por qué a la fermentación se le llama oxidación bacteriana?
11. ¿Qué usos tiene el ácido acético?
12. Escriba el resultado de la siguiente reacción:



y explique lo que es esterificación y saponificación.

13. ¿Qué es la nitroglicerina y cómo se obtiene?
14. Explique cómo se efectúa la destilación seca de la madera y qué productos se obtienen.
15. Diga qué es la celulosa y en dónde se encuentra.
16. Explique cómo se forma la celulosa en las plantas.
17. ¿La celulosa es un alimento? — ¿Es perjudicial que algunos alimentos contengan celulosa?

## PLÁSTICOS.

A partir del descubrimiento del celuloide han sido numerosísimos los compuestos orgánicos que se han preparado con la propiedad de moldearse con facilidad. A todos ellos se les da el nombre genérico de *plásticos*.

La composición de todos ellos es sumamente complicada y se les conoce por sus nombres comerciales o industriales patentados, a saber:

**Bakelita:** se puede moldear, colorear y torneear. Resiste el calor y el agua y tiene gran resistencia a fuerzas de tensión. Se emplea para equipo telefónico, gabinetes de radio, aisladores eléctricos y artículos decorativos.

**Celofán:** se puede moldear y colorear. Es transparente. Se emplea para volantes y otras piezas de automóviles; para plumas fuente, gabinetes de radio, cubiertas transparentes y material de envoltura.

**Celuloide:** es de fácil fabricación, se puede colorear. Se emplea para carátulas de relojes, armazones de anteojos, instrumentos de dibujo, mangos para cubiertos, etc. El celuloide se elabora como sigue: se obtiene *piroxilina* sometiendo la celulosa a un tratamiento ligero con ácido nítrico y ácido sulfúrico; después se mezcla piroxilina con alcanfor (hidrocarburo blanco, cristalino, de olor penetrante) y alcohol, agregándole algún colorante si se desea. La mezcla se hace pasar entre cilindros para hacer una lámina transparente fácil de moldear y de torneear (se reblandece a 125°C).

Este material transparente se ha usado para la preparación de películas fotográficas, de artículos de tocador y de multitud de otros objetos imitantes de carey, marfil, mármol, etc. Su inconveniente es ser muy combustible para lentes, anuncios de escaparates, capa intermedia en cristales laminados, vidrios de parabrisas, etc.

**Dulux:** se adhiere a los metales, resiste a la intemperie y adquiere gran brillo. Se usa para acabado de automóviles, refrigeradores y muebles.

**Vinilita:** se adhiere fácilmente, hace capas impermeables y adquiere color. Se usa en la manufactura de diversas telas y en la fabricación de discos musicales y de películas.

**Nylon:** tiene una gran resistencia a la tensión, no se humedece; admite colores. Se usa en la fabricación de medias, telas y cerdas para cepillos.

**Buna:** se puede vulcanizar. Se usa para llantas, mangueras, bandas, etc.

## VOCABULARIO

**TORNEAR.**—Labrar o redondear una cosa al torno.

**CAREY.**—Se llama así la escama de cierta clase de tortugas.

## REPASO.

## SISTEMA PERIODICO DE LOS ELEMENTOS. USO DE LA TABLA PERIODICA.

Los elementos químicos se han ido descubriendo en una forma paulatina (ver figuras 111, 112 y 113 en pág. 386), siendo el elemento número 105 el descubierto más recientemente (preparado en forma artificial).

**Clasificación periódica de los elementos.**—La clasificación periódica de los elementos que actualmente conocemos se desarrolló como consecuencia de tres necesidades básicas de la química del siglo XIX, las cuales fueron:

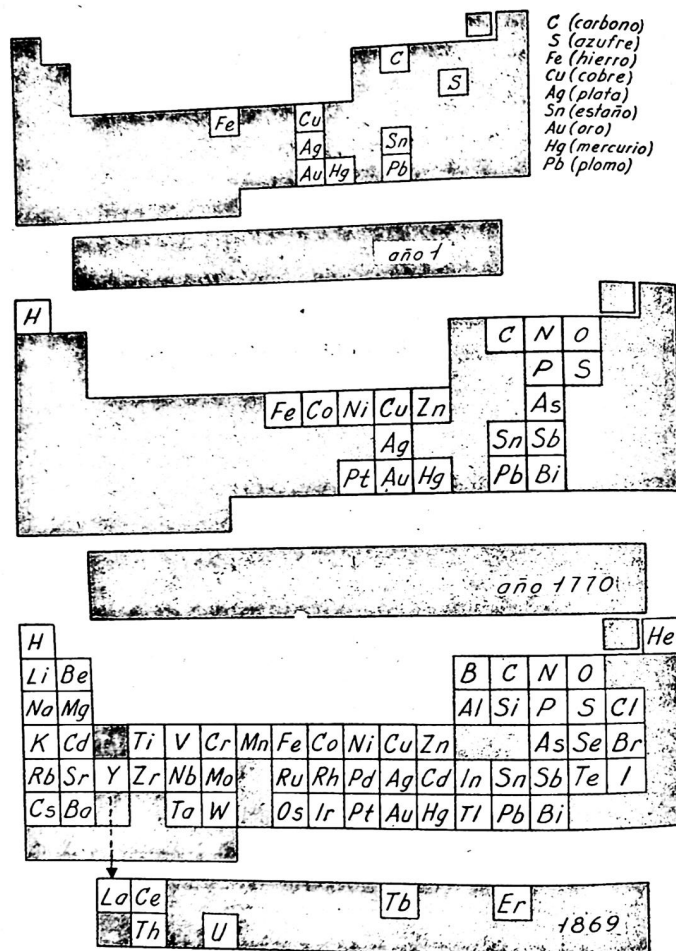
1°—El intento de llegar a una clasificación natural y ordenada de los elementos conocidos.

2°—La aceptación (a raíz del conocimiento de la teoría atómica de DALTON), de que hay una relación estrecha entre una cantidad fundamental y característica de cada elemento (*masa atómica*) y ciertas propiedades de las mismas.

3°—El reconocimiento de que la periodicidad en las propiedades y en el comportamiento químico de los elementos son dependientes de esa cantidad fundamental y característica de cada elemento.

Con tales necesidades los químicos de aquella época comenzaron a desarrollar paulatinamente y en forma independiente una serie de sistemas, siendo hasta el año de 1869 cuando se propuso la denominada "Tabla Periódica de los Elementos" expuesta por LOTHAR MEYER y MENDELEIEFF al mismo tiempo.

Sin embargo, dicha tabla fue el fruto de una serie de intentos realizados por diversos investigadores que con sus experiencias aportaron los fundamentos para la elaboración de aquella, destacándose principalmente DÖBEREINER y NEWLAND.



Figs. 111, 112, 113.—Descubrimiento de los elementos a través del tiempo.

**Ley de las triadas de DÖBEREINER.**—Este investigador publicó en 1829 sus observaciones acerca de la analogía que presentaban entre sí los cuerpos simples y que se podían resumir, dadas sus propiedades químicas semejantes, en grupos de tres elementos en los que las masas atómicas diferían en una cantidad constante.

TABLA DE TRIADAS DE DÖBEREINER

Elemento	Masa	Diferencia	Aproximadamente
Litio	6.51	16.46	$2 \times 8$
Sodio	22.97	16.14	$2 \times 8$
Potasio	39.11		
Calcio	20.00	23.92	$3 \times 8$
Estroncio	43.92	24.62	$3 \times 8$
Bario	68.54		

También observó una triada en la que los elementos tenían masas atómicas muy cercanas:

Fe	55.85
Co	58.93
Ni	58.71

La importancia de esta ley es que dio origen a la idea de que debía existir una relación estrecha entre las masas atómicas y las propiedades de los elementos.

**Ley de las octavas de NEWLAND.**—NEWLAND en 1864 encontró que si los elementos (sin considerar el hidrógeno) se ordenaban en forma creciente de sus "masas atómicas", cada octavo elemento en dicho orden tenía propiedades semejantes a las del primero de la serie, formándose así grupos integrados por elementos que gozaban de propiedades muy parecidas.

Esta ley se cumplía para los tres primeros grupos de ocho elementos:

Serie

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn

Elementos  
con propiedades  
semejantes

Li
Na
K

Esta aportación de NEWLAND confirmó la idea que se tenía de que existía una cierta periodicidad en las propiedades y comportamiento químico de los elementos.

**Sistema de Mendeleieff.**—MENDELEIEFF observó que las propiedades y sobre todo la valencia de cada elemento dependen en forma fundamental de la masa atómica.

Tomando en cuenta esto distribuyó los elementos en una tabla de doble entrada, de suerte que verticalmente se suceden por orden creciente sus masas atómicas y horizontalmente por el valor creciente de sus valencias. Con esto se obtienen horizontalmente siete periodos y verticalmente siete grupos, a los que luego le agregó un octavo, llamado de elementos de transición, que son elementos que constituyen verdaderas familias naturales de la más perfecta analogía (Fig. 114).

<b>B</b>	<b>C</b>
<b>Al</b>	<b>Si</b>
<b>eka-boro</b>	<b>Ti</b>
<b>eka-aluminio</b>	<b>eka-silicio</b>
<b>Y</b>	<b>Zr</b>

En esta forma hasta pudo predecir la existencia y propiedades físicas y químicas de tres elementos desconocidos entonces, que él llamó *ekaboro*, *ekaaluminio* y *ekasilicio* (véase la Tabla-), los cuales más tarde, en un lapso de 15 años, fueron descubiertos por L. DE BOISBAUDRAN, NILSON y WINKLER y designados con los nombres respectivos de Galio (Ga), Escandio (Sc) y Germanio (Ge).

Sin embargo, esta clasificación adolece de algunas anomalías, pues al querer establecer la clasificación por orden riguroso de sus masas atómicas crecientes, resulta que algunos cuerpos, tales como el **Ar**, cuya propiedades lo colocan entre los gases nobles, se tiene que anteponer al **K**, cuya masa atómica es menor; lo mismo sucede con el **Co**, que se antepone al **Ni**, y con el **Te** que debe preceder al **I**; esas circunstancias condujeron a pensar que el principio en que se apoya esta clasificación no es exacto, sino aproximado. Además, hay otros elementos, que se llamaron "de las tierras raras" que sólo disponen de un sitio en la clasificación, siendo así que se trata de 14 elementos diferentes, aunque muy parecidos en sus propiedades, y no es posible considerarlos como equivalentes a un solo elemento. Tampoco se explica variabilidad de las valencias de algunos elementos como **Cu**, **Hg**, **Mn**, etc.

Las primeras anomalías se han subsanado teniendo en cuenta que se debe tomar como base no la masa, sino el número atómico (desconocido por MENDELEIEFF), por lo cual le corresponde a estas tres parejas **Ar-K; Co-Ni; Te-I** el sitio que tienen en la tabla.

A pesar de estas diferencias, ninguna de las tentativas de ordenar los elementos de distinta manera que la de MENDELEIEFF se puede considerar como definitivamente superior a aquélla, porque no tienen ni la claridad ni la simplicidad de la tabla de dicho autor.

PERIODO		GRUPOS DE										ELEMENTOS									
SERIE	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII													
I	1 1.000 H Hidrógeno																				
II	2 6.940 Li Berilio	3 9.013 Be	4 10.81 B	5 12.01 C	6 14.006 Nitrógeno	7 14.006 Oxígeno	8 16.000 Fluor	9 19.00 Ne	10 20.183 Ne	11 20.183 Ne	12 20.183 Ne	13 20.183 Ne	14 20.183 Ne	15 20.183 Ne	16 20.183 Ne	17 20.183 Ne					
III	3 11.007 Na	4 22.99 Mg	5 26.91 Al	6 28.06 Si	7 30.96 P	8 30.96 S	9 32.06 Cl	10 35.45 Ar	11 35.45 Ar	12 35.45 Ar	13 35.45 Ar	14 35.45 Ar	15 35.45 Ar	16 35.45 Ar	17 35.45 Ar	18 35.45 Ar					
IV	4 39.096 K	5 40.08 Ca	6 45.10 Sc	7 47.90 Ti	8 50.95 V	9 52.01 Cr	10 54.94 Mn	11 55.85 Fe	12 55.85 Fe	13 55.85 Fe	14 55.85 Fe	15 55.85 Fe	16 55.85 Fe	17 55.85 Fe	18 55.85 Fe	19 55.85 Fe					
V	5 63.54 Cu	6 65.38 Zn	7 68.94 Ga	8 72.60 Ge	9 74.91 As	10 78.96 Se	11 79.91 Br	12 83.74 Kr	13 83.74 Kr	14 83.74 Kr	15 83.74 Kr	16 83.74 Kr	17 83.74 Kr	18 83.74 Kr	19 83.74 Kr	20 83.74 Kr					
VI	6 101.07 Ag	7 102.91 Cd	8 112.41 In	9 114.70 Sn	10 121.76 Pb	11 127.41 Bi	12 127.41 Po	13 127.41 At	14 127.41 Rn	15 127.41 Rn	16 127.41 Rn	17 127.41 Rn	18 127.41 Rn	19 127.41 Rn	20 127.41 Rn	21 127.41 Rn					
VII	7 190.23 Au	8 197.23 Hg	9 200.59 Tl	10 204.39 Pb	11 208.98 Bi	12 208.98 Po	13 208.98 At	14 208.98 Rn	15 208.98 Rn	16 208.98 Rn	17 208.98 Rn	18 208.98 Rn	19 208.98 Rn	20 208.98 Rn	21 208.98 Rn	22 208.98 Rn					
VIII	8 223.02 Fr	9 226.02 Ra	10 227.03 Ac	11 232.04 Th	12 238.03 Pa	13 238.03 U	14 238.03 Np	15 238.03 Pu	16 238.03 Am	17 238.03 Cm	18 238.03 Bk	19 238.03 Cf	20 238.03 Es	21 238.03 Fm	22 238.03 Md	23 238.03 No					
Tipo de óxido		R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>	RO <sub>3</sub>					
Tipo de hidruido																					
LANTANIDOS																					
50	140.13 Cerio	55	140.91 Pr	60	144.24 Nd	61	144.24 Pm	62	150.36 Sm	63	150.36 Eu	64	151.96 Gd	65	157.25 Tb	66	158.93 Dy				
71	174.99 Lutecio	76	175.05 Yb	81	173.05 Lu	86	175.05 Yb	91	173.05 Lu	96	175.05 Yb	101	173.05 Lu	106	173.05 Lu	111	173.05 Lu				
TRANSURANICOS																					
92	238.03 Uranio	93	235.04 Np	94	237.05 Pu	95	238.03 Am	96	238.03 Cm	97	238.03 Bk	98	238.03 Cf	99	238.03 Es	100	238.03 Fm				
101	261.10 Lawrencio	102	262.10 Rf	103	263.10 Db	104	263.10 Sg	105	263.10 Nh	106	263.10 Fl	107	263.10 Ts	108	263.10 Og	109	263.10 Lr				

Fig. 114.—Tabla periódica de los elementos de Mendeleieff que contiene muchos elementos que no se conocían en 1869.

El sistema adoptado en este libro es en su base el de MENDELEIEFF, pero en la forma que se llama "de períodos largos", a la cual nos referiremos a continuación. (Véase Tabla al final del libro.)

### SISTEMA PERIODICO DE LOS ELEMENTOS

Como se vio, los elementos guardan ciertas relaciones entre sí, es decir, un cierto número de ellos forma un grupo con propiedades similares, otro número de determinados elementos forma otro grupo y así sucesivamente.

La tabla periódica de los elementos clasifica a éstos primeramente, en orden de acuerdo con sus números atómicos formando *períodos* (filas horizontales) y vemos que tenemos en nuestra tabla siete períodos.

El primer período contiene dos elementos que son el hidrógeno (número atómico 1) y el helio (número atómico 2). El segundo período comprende a los elementos **Li, Be, B, C, N, O, F, Ne**; es decir, contiene ocho elementos.

El tercer período contiene 8 elementos también, que van del sodio (número atómico 11) al argón (número atómico 18). El cuarto período está constituido por 18 elementos que van desde el potasio (número atómico 19) hasta el **Kr** (número atómico 36). El quinto período contiene también 18 elementos, del **Rb** al **Xe**.

El sexto período está formado por 32 elementos, que van del **Cs** al **Rn**. Este período incluye al grupo de los *Lantánidos* o tierras raras; serie de elementos del **La** al **Lu**.

Y el séptimo período, que no está completo, comprende del elemento **Fr** (número atómico 87) al hahnio **Ha** (número atómico 105). Este período incluye al grupo de los *Actínidos*.

La tabla periódica también clasifica a los elementos por grupos (columnas verticales), siendo ocho los grupos en que está dividida la tabla.

El número del grupo nos da a conocer generalmente, el número de electrones que el elemento perteneciente a ese grupo contiene en su último nivel, o sea los electrones que usa para combinarse.

Cada uno de los grupos, a excepción del grupo 0 (el de los gases inertes) se divide en dos subgrupos o familias; teniendo los elementos de una determinada familia, propiedades similares que les son características.

Los subgrupos o familias son el I-A, II-A, III-A, IV-A, V-A, VI-A, VII-A, I-B, II-B, III-B, IV-B, V-B, VI-B y VII-B.

Los subgrupos B (con excepción del I-B y II-B) y el grupo VIII-B constituyen los elementos de transición que se caracterizan por una estructura electrónica especial que se detallará más adelante.

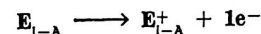
Dentro de estos subgrupos se consideran también los lantánidos y los transuránicos.

Aunque en rigor se debieran considerar a los subgrupos como tales, se acostumbra hablar de ellos en la tabla larga (que separa a los grupos en subgrupos) como grupos y así los consideraremos a continuación.

### 1.—Grupo I-A.

El grupo I-A o familia de los *metales alcalinos*, comprende a los elementos **H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr**. Estos elementos tienen un electrón de valencia, y la tendencia de ellos es pasar a la configuración de gases inertes. Ahora bien, para ello pueden hacer dos cosas; o perder un electrón, o ganar siete. El **Li** que tiene un electrón, lo pierde fácilmente y pasa a la estructura del gas inerte correspondiente, que es el helio; ya que es muy difícil que gane siete electrones y adopte entonces la estructura del siguiente gas inerte que es el neón.

La *tendencia de los metales alcalinos a perder su electrón de valencia* se puede representar en forma de una reacción:

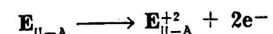


en donde **E** significa elementos; nótese que el metal queda con una valencia positiva que quiere decir que perdió un electrón. La pérdida de un electrón o electrones se denomina oxidación, o sea que estos elementos al combinarse sufren una oxidación al perder su electrón de valencia.

La facilidad con que ceden estos elementos sus electrones de valencia se llama poder electropositivo y su *electropositividad aumenta, conforme aumenta su número atómico*; de lo cual puede deducirse que el francio (**Fr**) es el metal alcalino más electropositivo.

### 2.—Grupo II-A.

Este subgrupo es la familia de los *metales alcalinotérreos* que comprende a los elementos **Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra**. Estos elementos tienen dos electrones de valencia los cuales ceden fácilmente, para adoptar la correspondiente estructura de gas noble. El berilio por ejemplo, pierde dos electrones para tomar la configuración del gas noble helio; sucediendo en los demás elementos un proceso semejante. Esto se puede representar por una reacción, al igual que en el caso de los metales alcalinos, siendo la reacción en este caso:

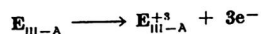


Es decir, estos elementos sufren una oxidación al combinarse, perdiendo dos electrones y formándose el catión con dos cargas positivas.

### 3.—Grupo III-A.

A éste se le conoce con el nombre de *familia del aluminio*. Este grupo comprende al **B, Al, Ga, In y Tl**; teniendo todos ellos tres electrones de valencia, los cuales pueden perder y formar cationes con tres valencias positivas, para constituir compuestos iónicos. El boro es una excepción, ya

que generalmente forma compuestos no iónicos y tiene un carácter metálico más débil que los otros elementos de la familia. La reacción general de oxidación con la que se combinan, será:



o sea que estos elementos al combinarse se oxidan, dando lugar a la formación de cationes con tres cargas positivas.

#### 4.—Grupo IV-A.

Esta es la *familia del carbono*. Comprende al **C, Si, Ge, Sn y Pb**. Estos elementos tienen cuatro electrones de valencia, los cuales generalmente son compartidos formando uniones covalentes, a diferencia de los elementos metálicos que forman uniones iónicas. Esto no quiere decir que los elementos de esta familia no puedan formar también enlaces iónicos, sino que son más los compuestos en los que el elemento está unido por covalencia. Como el carácter electropositivo o metálico, aumenta con el número atómico, el **C y Si** son los elementos que tienen un carácter metálico mucho menor que los elementos **Ge, Sn y Pb**, siendo este último el más electropositivo de este grupo IV-A.

#### 5.—Grupo V-A.

*Familia del nitrógeno*. Esta familia comprende **N, P, As, Sb y Bi**. Contienen estos elementos, cinco electrones de valencia, los cuales pueden perder (carácter metálico), o pueden ganar tres electrones (carácter no metálico), para pasar a la configuración estable de un gas inerte. Generalmente predomina el carácter no metálico a excepción del antimonio y bismuto, que tienen una marcada tendencia metálica, debido a que el carácter electropositivo en un subgrupo aumenta con el número atómico.

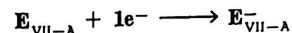
#### 6.—Grupo VI-A.

*Familia del azufre-oxígeno*. Este grupo comprende al **O, S, Se, Te y Po**. Estos elementos tienen seis electrones de valencia que a veces pueden perder (carácter metálico); en otros casos pueden ganar dos electrones (carácter no metálico) para alcanzar la estructura de gas inerte. En esta familia predomina un poco más el carácter no metálico que en la familia anterior (V-A). Nótese que el carácter no metálico en esta familia (al igual que en la anterior), *decrece al aumentar el número atómico* del elemento. Por ejemplo el oxígeno, que es el elemento de menor número atómico de esta familia, es el *más electronegativo*, ya que los *electrones de valencia están más fuertemente unidos por estar más cercanos al núcleo* en comparación al elemento de mayor número atómico que es el polonio donde los electrones de valencia están tan alejados del núcleo que están muy

débilmente unidos a él y se pueden perder fácilmente, teniendo este elemento más bien un carácter metálico (electropositivo).

#### 7.—Grupo VII-A.

*Familia de los halógenos*. En este grupo se encuentran los elementos **F, Cl, Br I y At**; que tienen siete electrones de valencia, ganan generalmente un electrón al combinarse, dando aniones con una carga negativa:



Estos elementos son los que tienen un carácter totalmente no metálico. El carácter electronegativo (no metálico) *decrece al aumentar el número atómico*, como se explicó en los grupos V-A y VI-A. El **F**, en consecuencia, es el elemento más electronegativo de todos. El **At** por ser el elemento de mayor número atómico es el menos electronegativo de este grupo.

#### 8.—Grupo de los gases inertes o grupo 0.

Este grupo comprende a los elementos **He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn**; que tienen su último nivel completamente satisfecho y prácticamente no muestran afinidad alguna para combinarse con otros elementos, de tal manera que cuando se combinan dan compuestos muy poco estables.

#### 9.—Grupos restantes.

Los grupos I-B, II-B, III-B, IV-B, V-B, VI-B, VII-B y VIII-B, comprenden, entre otros, a los elementos de transición, y se puede decir de ellos lo mismo que de sus correspondientes subgrupos complementarios.

El grupo VIII-B comprende al **Fe, Ru, Os, Co, Rh, Ir, Ni, Pd, Pt**. Todos ellos tienen 1 ó 2 electrones de valencia pero pueden perder más de uno o dos electrones adquiriendo valencias variables. El **Fe, Co y Ni**, son los elementos que presentan dos valencias que son +2 y +3; es decir, pierden dos o tres electrones. Esto se debe a que el nivel anterior al de valencia contiene 18 electrones siendo algo inestable y pudiendo ceder electrones fácilmente. El **Pd y Pt**, presentan generalmente las valencias +2 y +4; y el **Ru y Os** presentan cinco diferentes estados de oxidación, llegando a alcanzar la valencia máxima de +8.



# **ACLARACIONES** relativas a la Tabla Periódica de los Elementos publicada en 1970 por el autor de este libro.<sup>1</sup>

**Elementos de Transición.**—Los grupos III-B, IV-B, V-B, VI-B, VII-B, VIII-B y el grupo de los lantánidos así como el de los transuránicos constituyen los llamados elementos de transición, designación que se justifica más adelante.

La estrella en el elemento 57 y la llave pequeña con la estrella en la parte inferior de la tabla nos muestra a los lantánidos, su colocación y la secuencia de los números atómicos.

Una línea punteada que empieza en el elemento de número atómico 93 (neptunio) y continúa hasta el elemento 104 nos marca a la familia de los transuránicos.

El grupo VIII-B está formado por tres triadas: a la primera pertenecen el Fe, Co y Ni; a la segunda el Ru, Rh y Pd, y a la tercera el Os, Ir y Pt. En estos elementos no todos tienen en sus últimos niveles los electrones exigidos por el número del grupo, sólo siguen esta regla el primer elemento de cada triada, a saber: Fe, Ru, Os. Esta anomalía es debida a que los electrones que rodean al núcleo no pueden estar todos juntos en un mismo nivel porque "chocarían" entre sí, sobre todo en los elementos con números atómicos elevados.

**Niveles de energía.**—La Naturaleza arregló al átomo con diferentes capas o subniveles, los cuales están ocupados por los electrones. Entre estos subniveles existe una diferencia de energía análoga a la diferencia de energía potencial que hay entre diferentes alturas sobre la superficie terrestre. Debido a razones de estabilidad interna del átomo, los subniveles pueden aceptar hasta un cierto número máximo de electrones distribuyéndose como sigue:

Período	Nivel	Nº de subniveles	Subniveles en cada nivel	Designación de los subniveles	Nº máximo de electrones
1	K	1	s	1s	2
2	L	2	s, p	2s, 2p	8
3	M	3	s, p, d	3s, 3p, 3d	18
4	N	4	s, p, d, f	4s, 4p, 4d, 4f	32
5	O	4	s, p, d, f	5s, 5p, 5d, 5f	32
6	P	4	s, p, d, f	6s, 6p, 6d, 6f	32
7	Q	4	s, p, d, f	7s, 7p, 7d, 7f	32

<sup>1</sup> Publicada por Editorial Patria, S. A., 1970. 2ª edición.

Las letras s, p, d y f son convencionales y en cierta manera corresponden a las formas de las órbitas de los electrones en torno del núcleo.

Debido a que dentro de un átomo complejo se encuentran varios subniveles s se acordó definirlos anteponiendo a cada s un número que es el número del nivel al cual pertenece.

Ahora bien, existe una marcada diferencia energética entre los subniveles 1s y 2s así como el 3s siendo el de mayor energía aquel que esté más alejado del núcleo del átomo; en este caso el 1s tiene menos energía que el 2s y el 3s, y por su parte el 2s tiene menos energía que el 3s. Igualmente se dice que el subnivel 2p tiene menor energía que el subnivel 3p porque pertenece a un nivel más cercano al núcleo atómico. Así, teóricamente, se encontraría que la distribución energética es como sigue:

1s; 2s, 2p; 3s, 3p, 3d; 4s, 4p, 4d, 4f; 5s, 5p, 5d, 5f; 6s, 6p, 6d, 6f; 7s...

Sin embargo, se ha comprobado mediante estudios de espectroscopia atómica que la distribución energética en los elementos de transición no corresponde a la anterior, ya que algunos subniveles aunque pertenecen a un nivel inferior tienen una energía superior al correspondiente subnivel en el nivel de mayor energía, quedando la distribución de subniveles en la siguiente forma:

1s; 2s, 2p; 3s, 3p, 4s, 3d; 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 6f, 7d.

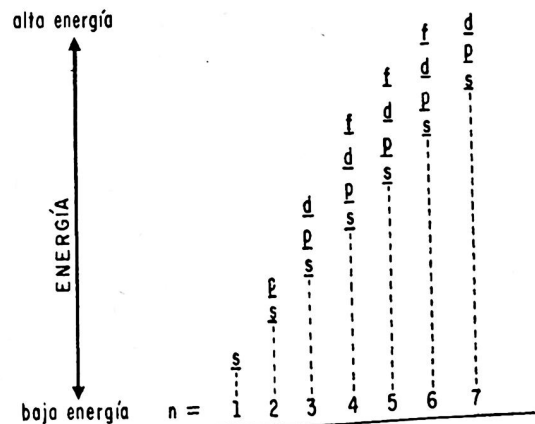


Fig. 115.—Energías relativas de los orbitales en los átomos neutros. El diagrama da el orden para llenar los orbitales en los átomos neutros. Los electrones entran primero en el orbital de más baja energía.



superior, que va de izquierda a derecha; veremos que va de *Metales* a *No Metales*, lo cual nos indica que el carácter no metálico de los elementos, va aumentando a medida que nos desplazamos de los primeros grupos de la tabla periódica (subgrupos I-A y II-A), hacia los últimos (subgrupos VI-A y VII-A). Podemos, pues, concluir, en combinación con lo dicho en el párrafo anterior que: en el ángulo inferior izquierdo de la tabla, se encuentran los elementos más fuertemente metálicos y en el ángulo superior derecho se encuentran los elementos más pronunciadamente **no metálicos**.

Las flechas restantes están puestas de acuerdo con todo lo anterior. Así, en el lado izquierdo la segunda flecha baja de *Menos Electropositivo* a *Más Electropositivo* y la tercera baja de *Menos Reductor* a *Más Reductor*, las cuales nos indican que mientras más metálico es un elemento, más electropositivo es su carácter o que la electronegatividad disminuye al descender en los periodos de acuerdo con la Tabla de Electronegatividades de PAULING y por tanto su poder reductor es más enérgico.

En el lado derecho, tenemos una cuarta y quinta flechas, las cuales van de *Menos Oxidante* a *Más Oxidante* y *Menos Electronegativo* a *Más Electronegativo*, respectivamente, y nos indican que mientras más no metálico sea un elemento su carácter será más electronegativo y más enérgica su acción oxidante (oxígeno y flúor).

En las consideraciones anteriores no entran, por supuesto, los elementos del grupo cero o sea el de los gases inertes.

Después de la explicación anterior vamos a lo que podríamos llamar el cuerpo de la tabla:

El cuerpo de la Tabla periódica está formado por 7 periodos, éstos se indican en el extremo izquierdo con una pequeña flecha hacia abajo, y 18 grupos que son: I-A, II-A, III-B, IV-B, V-B, VI-B, VII-B, VIII-B, I-B, II-B, III-A, IV-A, V-A, VI-A, VII-A y 0 (gases inertes), estos números se ven en la parte superior encabezando cada grupo.

El grupo de elementos llamados lantánidos corresponden al periodo 6 a continuación del elemento 57 (lantano) marcado con una estrella pequeña. Esta familia de 14 elementos que tienen propiedades semejantes se ha separado en la parte inferior de la tabla (una pequeña llave y una estrella marcan la colocación de ésta). Con esto se logra que los elementos típicos queden ordenados en grupos.

La tabla constituye un verdadero cuadro de información básica sobre los elementos químicos y por lo tanto hemos tratado de que contenga además del *símbolo*, *número atómico*, *masa atómica* de los elementos una información adicional que incluye los siguientes aspectos: *número de oxidación*, *niveles electrónicos*; su carácter, ya sea *metálico*, *no metálico*, *predominantemente metálico*, *predominantemente no metálico* y *anfótero*, si son *frágiles* o *dúctiles* o bien tienen un *punto de fusión bajo*; si son *sólidos*, *líquidos* o *gases*; si *existen en la naturaleza* o si han sido *preparados sinté-*

*ticamente*; en forma tal que pueda ser fácilmente inspeccionado, para lo cual hemos usado diversos colores y algunas otras notaciones que a continuación describimos.

**Las Llaves.**—Por medio de una llave en *rojo* se indican los metales ligeros y se ve que están contenidos en los grupos I-A (llamados metales alcalinos) y II-A (llamados metales alcalinotérreos).

La llave en *verde* incluye el conjunto de grupos que contienen los *metales pesados*. Este conjunto de grupos está dividido por tres líneas gruesas negras, que distinguen a los elementos que pueden ser: a) frágiles, b) dúctiles, y c) de punto de fusión bajo. La llave en negro destaca los elementos considerados como *no metálicos* y finalmente la llave en *gris* nos presenta a los *gases inertes* que corresponden al grupo cero.

**Los Colores.**—Los colores usados sirven para indicar el carácter de los elementos, así como los números de electrones y el número de valencia más usado.

Las bandas verticales a colores, colocadas a la derecha de la casilla de cada elemento nos indican el carácter químico de los elementos:

<i>Metálico</i>	verde toda la banda
<i>No Metálico</i>	roja toda la banda
<i>Preferentemente Metálico</i>	verde arriba rojo abajo
<i>Preferentemente No Metálico</i>	rojo arriba verde abajo
<i>Anfótero</i>	verde blanco rojo

Este carácter se refiere a su forma de reaccionar con otros elementos, no a su apariencia física. Los metales considerados como anfóteros, tienen entre sus compuestos, óxidos o hidróxidos, que dan lugar a los dos tipos de sales: unas en los que el elemento actúa como no metal y otras sales en las que actúa como metal; o sea, el óxido o hidróxido es el que propiamente se debe de considerar como anfótero.

## VOCABULARIO

**ANFOTERISMO.**—Es la propiedad que tienen algunos hidróxidos de reaccionar con los ácidos actuando como bases, y con los hidróxidos como si fueran ácidos.

Los diversos autores no coinciden muchas veces, en cuáles de los elementos deban considerarse como anfóteros. En la tabla periódica se señalan los elementos que presentan en forma más marcada esta característica; sin embargo, no puede considerarse esta clasificación como definitiva puesto que no se ha llegado a un acuerdo sobre este punto.

En el caso de los elementos que se señalan como *predominantemente metálicos* o *predominantemente no metálicos*, se entiende que son elementos que presentan los dos tipos de comportamiento pero con predominio precisamente del que se especifica.

Los diferentes colores de las letras de los símbolos nos indican su apariencia física o estado natural, o sea:

Color de las letras de los símbolos  
negras  
verde  
gris

Estado natural  
sólido  
gas  
líquido

y cuando están en rojo nos dice que son elementos que se han preparado sintéticamente.

Los niveles electrónicos **K, L, M**, etc., están en verde.

El número de electrones que contiene cada uno de los niveles están en verde y en rojo, indicándonos este último color que al ir siguiendo los elementos en su orden, el elemento de que se trata es el primer elemento que posee dicho número de electrones en el nivel indicado; hay algunos elementos como el **Cr, Ca, Nb, Ru, Pt**, que tienen dos números en rojo, lo cual nos indica que son los primeros elementos de la tabla en que cambia simultáneamente el número de electrones en los dos niveles indicados.

Esta identificación en color rojo nos permite encontrar con facilidad en qué nivel o niveles se presentan las alteraciones en la estructura electrónica que se mencionaron al hablar de los elementos de transición.

Los números de la parte superior de cada columna con signo positivo en rojo y signo negativo en verde nos indican que el elemento en cuestión presenta un estado de oxidación (el que tiene el signo más o el que tiene el signo menos) en el que puede ganar o perder uno o más electrones, o sea que puede actuar como ion positivo o ion negativo.

**Tipos más importantes de compuestos en los principales grupos de la Tabla periódica.**—La forma común de representar las combinaciones de un elemento es refiriéndose a los compuestos que forma el elemento con el oxígeno y con el hidrógeno. A continuación se representan en una tabla las fórmulas generales de dichos compuestos para cada uno de los grupos principales de la tabla periódica. En la tabla se representa el símbolo de cualquier elemento con una **R**.

Grupo principal	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Oxido normal	$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$	—
Compuestos con $H_2$ simples	$RH$	$RH_2$	$RH_3$ $R_2H_6$	$RH_4$	$RH_3$	$RH_2$	$RH$	—

Los compuestos de hidrógeno y metal se llaman *hidruros*, los formados por hidrógeno y no metal reciben el nombre de *hidrácidos*.

El número atómico y masa atómica de los elementos está en la parte superior izquierda y derecha, respectivamente, del cuadro que corresponde a cada elemento; el número de oxidación debajo de la masa atómica (estando en negritas el más común); su símbolo en la parte central y el nombre en la parte inferior; los números entre paréntesis indican los isótopos más estables o mejor conocidos.

Finalmente, los símbolos sombreados nos muestran los elementos llamados de transición a los cuales nos referimos aunque en forma breve y sencilla en páginas anteriores.

## NOMENCLATURA INORGANICA

(Resumen)

### I.—OXIDOS: Oxígeno + metal o, no metal.

- Oxidos con tendencia ácida o *anhídridos*.
- Oxidos con tendencia básica u *óxidos básicos*.
- Peróxidos*.

#### a) Anhídridos: Oxígeno + No Metal.

1°—No metal que forma 4 anhídridos.

Nombre genérico: *Anhídrido*.

Nombre específico: Se añaden al nombre del no metal los siguientes prefijos y sufijos:

VALENCIA DEL NO METAL	PREFIJO	NO METAL	SUFIJO
Mayor (decreciendo)	<i>per-</i>	—	<i>-ico</i> <i>-ico</i>
Menor	<i>hipo-</i>	—	<i>-oso</i> <i>-oso</i>

Ejemplos:

FORMULA	VALENCIA DEL NO METAL	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{Br}_2\text{O}_7$	+7	Anhidrido	<i>perbrómico</i>
$\text{Br}_2\text{O}_5$	+5	"	<i>brómico</i>
$\text{Br}_2\text{O}_3$	+3	"	<i>bromoso</i>
$\text{Br}_2\text{O}$	+1	"	<i>hipobromoso</i>

2°—No metal que forma 2 anhídridos.

Nombre genérico: *Anhidrido*.

Nombre específico: Se añaden al nombre del no metal los siguientes sufijos:

VALENCIA DEL NO METAL	NO METAL	SUFIJO
Mayor	—	<i>-ico</i>
Menor	—	<i>-oso</i>

Ejemplos:

FORMULA	VALENCIA DEL NO METAL	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{SeO}_3$	+6	Anhidrido	<i>Selénico</i>
$\text{SeO}_2$	+4	"	<i>Selenioso</i>

3°—No metal que forma 1 anhídrido.

Nombre genérico: *Anhidrido*.Nombre específico: Se añade al nombre del no metal el sufijo *-ico*:

Ejemplo:

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{GeO}_2$	Anhidrido	<i>germánico</i>
$\text{SnO}_2$	"	<i>estánico</i>

(En este caso, el Sn se comporta como no metal.)

## b) Óxidos básicos: Oxígeno + Metal.

1°—Metal que forma dos óxidos.

Nombre genérico: *Óxido*.

Nombre específico: Se añaden al nombre del metal los siguientes sufijos:

VALENCIA DEL METAL	METAL	SUFIJO
Mayor	—	<i>-ico</i>
Menor	—	<i>-oso</i>

Ejemplos:

FORMULA	VALENCIA DEL METAL	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{CuO}$	+2	Óxido	<i>Cúprico</i>
$\text{Cu}_2\text{O}$	+1	"	<i>Cuproso</i>
$\text{Au}_2\text{O}_3$	+3	"	<i>Aúrico</i>
$\text{Au}_2\text{O}$	+1	"	<i>Auroso</i>
$\text{HgO}$	+2	"	<i>Mercúrico</i>
$\text{Hg}_2\text{O}$	+1	"	<i>Mercurioso</i>

2°—Metal que forma un óxido.

Nombre genérico: *Óxido*.Nombre específico: Se añade al nombre del metal el sufijo *-ico*, o se intercala la preposición *de* entre el nombre genérico y el nombre del metal:

Ejemplos:

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
$\text{Na}_2\text{O}$	Óxido	<i>Sódico o, de sodio</i>
$\text{BeO}$	"	<i>Berílico o, de berilio</i>
$\text{MgO}$	"	<i>Magnésico o, de magnesio</i>

3°—Metal que forma óxidos y anhídridos.

Forma óxidos con las valencias del metal igual o inferiores a 4. Con las valencias mayores a 4 forma anhídridos.

Nombre genérico: *Óxido*. (Si la valencia del metal es igual o inferior a 4.)*Anhidrido*. (Si la valencia es mayor de 4.)

Nombre específico: Se añaden al nombre del metal los siguientes prefijos y sufijos.

VALENCIA DEL METAL	PREFIJO	METAL	SUFIJO
Menor		—	-oso
Mayor		—	-ico
Igual a 4	de	—	—
Mayor que 4		—	-ico
Mayor que la anterior	per-	—	-ico

(Empleándose el nombre genérico de acuerdo con la valencia.)

Ejemplos:

FORMULA	VALENCIA DEL METAL	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
CrO	+2	Oxido	Cromoso
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	+3	"	Crómico
CrO <sub>3</sub>	+6	Anhidrido	Crómico
MnO	+2	Oxido	Manganeso
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	+3	"	Mangánico
MnO <sub>2</sub>	+4	Dióxido	de Manganeso
MnO <sub>3</sub>	+6	Anhidrido	Mangánico
Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	+7	"	Permangánico

(Como el MnO<sub>2</sub> no tiene un carácter ácido o básico definido se le denomina dióxido.)

c) **Peróxidos:** Compuestos en los que aparece un enlace oxígeno-oxígeno.

Nombre genérico: *Peróxido*.

Nombre específico: El del metal precedido de la preposición *de*:

Ejemplos:

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Peróxido	de sodio
BaO <sub>2</sub>	"	de bario
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	"	de hidrógeno

## II.—ACIDOS: Dos grupos.

- a) No metal + hidrógeno → hidrácidos  
 b) Anhidrido + agua → oxiácidos

a) **Hidrácidos:** No metal + hidrógeno.

Nombre genérico: *Acido*.

Nombre específico: Agregar al nombre del no metal el sufijo *-hídrico*:

## II) Nomenclatura de los ácidos

Ejemplos:

FORMULA	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
H <sub>2</sub> Se	Acido	Selenhídrico
HF	"	Fluorhídrico
HBr	"	Bromhídrico
H <sub>2</sub> S	"	Sulfhídrico (no azufhídrico)

Si se desconoce la fórmula del hidrácido y se conoce el nombre, se procede así:

- 1.—Se escribe el símbolo del hidrógeno y a continuación el del no metal.
- 2.—Se ponen las valencias del hidrógeno y la mínima del no metal, en la parte superior del símbolo correspondiente.
- 3.—Se escriben como subíndices estas valencias en el elemento adyacente.

Ejemplos:

NOMBRE	PROCEDIMIENTO		FORMULA
	PASO 1	PASO 2	PASO 3
Acido sulfhídrico	HS	H+1S-2	H <sub>2</sub> S
" bromhídrico	HBr	H+1Br-1	HBr
" yodhídrico	HI	H+1I-1	HI
" telurhídrico	HTe	H+1Te-2	H <sub>2</sub> Te

(El subíndice 1 no se escribe y se sobreentiende, al no haber subíndice, que éste es 1.)

b) **Oxiácidos:** Anhidrido + agua.

Nombre genérico: *Acido*.

Nombre específico: Se añaden al nombre del no metal (el no metal que forma el anhidrido), los siguientes prefijos y sufijos:

VALENCIA DEL NO METAL	PREFIJO	METAL	SUFIJO
Fija: una sola		—	-ico
Varías {	1 y 2	hipo-	-oso
	3 y 4	—	-oso
	5 y 6	—	-ico
	7 y 8	per-	-ico



Ejemplos:

FORMULA	VALENCIA DEL NO METAL	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
HClO	+1	Acido	Hipocloroso
HClO <sub>2</sub>	+3	"	Cloroso
HClO <sub>3</sub>	+5	"	Clórico
HClO <sub>4</sub>	+7	"	Perclórico
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	+6	"	Crómico
H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub>	+1	"	Hipofosforoso
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	+3	"	Fosforoso
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	+5	"	Fosfórico

Si se desconoce la fórmula del oxácido y se conoce el nombre, se procede así:

1.—Se escribe el símbolo del hidrógeno, a continuación el del no metal y al final, el del oxígeno.

2.—Al hidrógeno se le pone como subíndice la valencia característica del no metal. (Con la excepción de los ácidos derivados del carbono y el nitrógeno, en los que el subíndice es la valencia característica —2.)

3.—Al no metal se le escribe encima la valencia con la que realmente está trabajando, de acuerdo con los prefijos y sufijos del nombre específico.

4.—Se suman el subíndice del hidrógeno y la valencia del no metal; esta suma se divide entre 2 y el resultado es el subíndice del oxígeno.

Ejemplos:

NOMBRE	1ER. PASO	2º PASO	3ER. PASO	4º PASO
Acido arsénico	HAsO	H <sub>3</sub> AsO	H <sub>3</sub> As <sup>+5</sup> O	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>
" selenioso	HSeO	H <sub>2</sub> SeO	H <sub>2</sub> Se <sup>+4</sup> O	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>
" hipobromoso	HBrO	HBrO	HBr <sup>+1</sup> O	HBrO
" sulfuroso	HSO	H <sub>2</sub> SO	H <sub>2</sub> S <sup>+4</sup> O	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
" perclórico	HClO	HClO	HCl <sup>+7</sup> O	HClO <sub>4</sub>

### III.—BASES: Oxido básico + agua → base.

Nombre genérico: *Hidróxido*.

Nombre específico: Se añaden al nombre del metal los sufijos:

VALENCIA DEL METAL	METAL	SUFIJOS
Fija: una sola	—	-ico (o sin sufijo, con la preposición <i>de</i> )
Dos {Menor	—	-oso
{Mayor	—	-ico

### III) Nomenclatura de las bases

Ejemplos:

FORMULA	VALENCIA DEL METAL	NOMBRE GENERICO	NOMBRE ESPECIFICO
AgOH	+1 (una)	Hidróxido	Argentico o <i>de</i> plata
Al(OH) <sub>3</sub>	+3 (una)	"	Aluminico o <i>de</i> aluminio
Sn(OH) <sub>2</sub>	+2	"	Estannoso
Sn(OH) <sub>4</sub>	+4	"	Estánnico
CuOH	+1	"	Cuproso
Cu(OH) <sub>2</sub>	+2	"	Cúprico

Si se desconoce la fórmula y se conoce el nombre de la base, se procede así:

1.—Se escribe el símbolo del metal y a continuación el radical hidróxido.

2.—Se pone arriba del símbolo del metal, la valencia que le corresponde según el sufijo del nombre específico.

3.—La valencia indicada se pone como subíndice del radical OH<sup>-</sup>.

Ejemplos:

NOMBRE	DESARROLLO		FORMULA
	PASO 1	PASO 2	PASO 3
Hidróxido de bario, o bárico	Ba(OH)	Ba <sup>+2</sup> (OH)	Ba(OH) <sub>2</sub>
Hidróxido de aluminio, o aluminico	Al(OH)	Al <sup>+3</sup> (OH)	Al(OH) <sub>3</sub>
Hidróxido ferroso	Fe(OH)	Fe <sup>+2</sup> (OH)	Fe(OH) <sub>2</sub>

### IV.—RADICALES Y RESIDUOS HALOGENICOS.

Se llama residuo halogénico a lo que resta de la molécula de un ácido después de quitarle uno, dos, etc., de sus hidrógenos ionizables.

*Nomenclatura.*—Los residuos halogénicos que provienen de un hidrácido, cambian la terminación *-hídrico* del nombre específico del hidrácido, por la terminación *-uro*.

Ejemplos:

HIDRACIDO	NOMBRE	RESIDUO HALOGENICO	NOMBRE
HCl	Ac. Clorhídrico	Cl <sup>-</sup>	Cloruro
H <sub>2</sub> S	Ac. Sulfhídrico	S <sup>-2</sup>	Sulfuro
HBr	Ac. Bromhídrico	Br <sup>-</sup>	Bromuro

Se llama radical a un agrupamiento de átomos, que al intervenir en una reacción actúa como una unidad y tiene una valencia definida. Los residuos halogénicos de los oxácidos así como el cianuro CN<sup>-</sup>, pueden

considerarse como radicales ácidos. Casi todos los radicales son negativos, ya que sólo pueden considerarse como radicales positivos los grupos: *amonio*  $\text{NH}_4^+$  y el *hidronio*  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

### Nomenclatura de los residuos halogénicos que provienen de oxiácidos.

Se presentan dos casos: cuando el nombre específico del oxiácido termina en *-oso*, el residuo halogénico se nombra cambiando este sufijo por el de *-ito*. Cuando el nombre del oxiácido termina en *-ico*, se nombra el radical cambiando este sufijo por el de *ato*. Los prefijos del nombre específico de los ácidos, en el caso de tenerlos, se conservan iguales en el nombre del radical. Además, si el oxiácido es polibásico (cuando tiene más de un hidrógeno sustituible), se agrega la palabra *mono*, *di*, *tri*, o *tetrabásico*, según el número de hidrógenos sustituibles que se hayan perdido al formarse el radical.

#### Ejemplos:

OXIACIDO	NOMBRE	RADICAL	NOMBRE
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ac. ortofosfórico	$\text{PO}_4^{3-}$	fosfato (tribásico)
"	"	$\text{HPO}_4^{2-}$	" (dibásico)
"	"	$\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}$	" (monobásico)
$\text{H}_3\text{PO}_3$	" fosforoso	$\text{HPO}_3^{2-}$	fosfito (dibásico)**
"	"	$\text{H}_2\text{PO}_3^{-1}$	" (monobásico)
$\text{H}_3\text{PO}_2$	" hipofosforoso	$\text{H}_2\text{PO}_2^{-1}$	hipofosfito***
$\text{HClO}$	" hipocloroso	$\text{ClO}^{-1}$	hipoclorito
$\text{HClO}_2$	" cloroso	$\text{ClO}_2^{-1}$	clorito
$\text{HClO}_3$	" clórico	$\text{ClO}_3^{-1}$	clorato
$\text{HClO}_4$	" perclórico	$\text{ClO}_4^{-1}$	perclorato
$\text{HNO}_2$	" nitroso	$\text{NO}_2^{-1}$	nitrito
$\text{HNO}_3$	" nítrico	$\text{NO}_3^{-1}$	nitrato
$\text{H}_2\text{CO}_3$	" carbónico	$\text{CO}_3^{2-}$	carbonato (dibásico)
"	"	$\text{HCO}_3^{-1}$	" (monobásico)
$\text{H}_4\text{SiO}_4$	" ortosilícico*	$\text{SiO}_4^{4-}$	ortosilicato (tetrabásico)
$\text{H}_2\text{SO}_4$	" sulfúrico	$\text{SO}_4^{2-}$	sulfato (dibásico)
"	"	$\text{HSO}_4^{-1}$	" (monobásico)
$\text{H}_3\text{AsO}_4$	" arsénico	$\text{AsO}_4^{3-}$	arsenato (tribásico)
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	" crómico	$\text{CrO}_4^{2-}$	cromato (dibásico)
$\text{H}_2\text{SO}_3$	" sulfuroso	$\text{SO}_3^{2-}$	sulfito (dibásico)
"	"	$\text{HSO}_3^{-1}$	" (monobásico)

Los nombres entre paréntesis, no son empleados comúnmente, aunque de acuerdo con las reglas dadas son correctos.

\* El prefijo *orto-*, se debe a que hay dos ácidos silícicos; el *metasilícico*  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , y el *ortosilícico*  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , en ambos casos la valencia del Si es la misma, +4; estos prefijos no se relacionan con la valencia sino que se utilizan como sigue: el *orto-* para indicar el ácido con mayor contenido de oxígeno, y el *meta-* para indicar el de menor contenido de oxígeno.

\*\* De los tres hidrógenos del ácido fosforoso, sólo dos son sustituibles; o sea, es un ácido dibásico.

\*\*\* El ácido hipofosforoso, aunque tiene tres hidrógenos, solo tiene uno sustituible; o sea, es un ácido monobásico.

### V.—SALES.

Las sales son compuestos formados por la reacción de un ácido (hidrácido u oxiácido) con un hidróxido, con formación también de agua. Se pueden obtener sales también por desplazamiento de todos o parte de los hidrógenos sustituibles de un ácido por un metal con el que reacciona, obteniéndose en este caso sales ácidas o neutras según se sustituya parte de los hidrógenos o todos ellos. Por lo tanto, se clasifican en:

- Sales normales
- Sales ácidas

#### a) Sales normales.

El nombre, podríamos decir genérico o primero, es el del residuo halogénico correspondiente al ácido de que proviene la sal, cuya nomenclatura se vio al tratar de residuos halogénicos. El segundo nombre, considerado como específico, es el del metal que ha sustituido los hidrógenos del ácido.

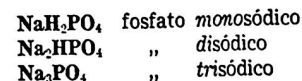
#### Ejemplos:

REACCION DE FORMACION DE LA SAL	PRIMER NOMBRE	SEGUNDO NOMBRE
$\text{HF} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$	fluoruro	de sodio
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$	fosfato	de potasio
$\text{HClO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	clorito	de sodio

#### b) Sales ácidas.

Para el primer nombre se procede igual que en el caso anterior; para el segundo nombre existen diversas nomenclaturas. Por ejemplo, el  $\text{KHSO}_4$ , se puede nombrar: sulfato de potasio e hidrógeno, o sulfato ácido de potasio, o bisulfato de potasio, o sulfato monopotásico.

En algunos casos se utilizan los prefijos *mono-*, *di-*, *tri-*, etc., para distinguir las diferentes sales de un ácido, nomenclatura derivada del sistema de llamar a los ácidos monobásicos, dibásicos, tribásicos, etc., según tengan uno, dos, tres, etc., hidrógenos sustituibles. Por ejemplo:



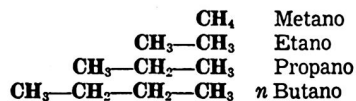
En el caso de metales que trabajan con más de una valencia, se pueden seguir las reglas de nomenclatura dadas en la sección de bases.

## NOMENCLATURA ORGANICA

## a) Hidrocarburos de cadena abierta.

Se clasifican en general como *saturados* y *no saturados*.

1°—*Hidrocarburos de cadena abierta saturados*, o *alcanos*.—Los primeros cuatro miembros de esta serie reciben nombres triviales:



Del butano en adelante se antepone una *n* al nombre del hidrocarburo para indicar que es de cadena normal o sea lineal.

Del quinto miembro en adelante, se utiliza el correspondiente prefijo numérico griego y se agrega el sufijo *-ano*.

Ejemplos:

ALKANO	NOMBRE
$\text{C}_5\text{H}_{12}$	<i>n</i> Pentano
$\text{C}_8\text{H}_{18}$	<i>n</i> Octano
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	<i>n</i> Decano
$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	<i>n</i> Dodecano
$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$	<i>n</i> Pentadecano
$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$	<i>n</i> Eicosano

*Nomenclatura de radicales*.—Hidrocarburo menos **H** → Radical.

Para nombrar los radicales orgánicos, se cambia el sufijo *-ano* del correspondiente hidrocarburo saturado, por el de *-ilo* o *-il*.

Ejemplos:

HIDROCARBURO		RADICAL	
FORMULA	NOMBRE	FORMULA	NOMBRE
$\text{CH}_4$	Metano	$\text{CH}_3-$	Metil o metilo
$\text{C}_4\text{H}_{10}$	<i>n</i> Butano	$\text{C}_4\text{H}_9-$	Butil o butilo
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	<i>n</i> Decano	$\text{C}_{10}\text{H}_{21}-$	Decil o decilo
$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$	<i>n</i> Undecano	$\text{C}_{11}\text{H}_{23}-$	Undecil o undecilo
$\text{C}_{17}\text{H}_{36}$	<i>n</i> Heptadecano	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}-$	Heptadecil o heptadecilo
$\text{C}_{30}\text{H}_{62}$	<i>n</i> Triacantano	$\text{C}_{30}\text{H}_{61}-$	Triacantil o triacintilo

## a) Nomenclatura de hidrocarburos de cadena abierta

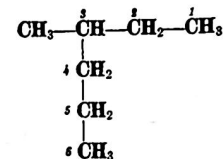
Los alcanos con ramificaciones o hidrocarburos saturados de cadena abierta arborescentes, se nombran siguiendo los siguientes pasos:

1°—Se busca la cadena más larga (cadena principal) y se numera a partir del extremo que tenga la arborescencia o radical más cercano.

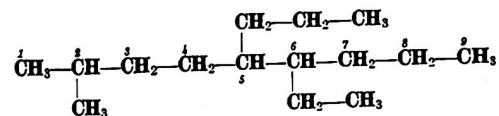
2°—Se mencionan primero los radicales menos complicados, siguiendo un orden de complicación, indicándose el número del carbono al cual están unidos.

3°—Por último, se menciona la cadena principal.

Ejemplos:



Metil 3, Hexano



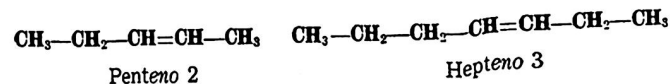
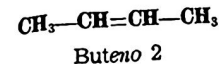
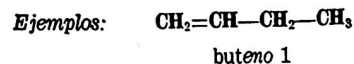
Metil 2, etil 6, propil 5, nonano

2°—*Hidrocarburos de cadena abierta no saturados*.—Se presentan dos casos:

1) *Hidrocarburos no saturados con dobles ligaduras o alkenos*.—Para nombrar estos hidrocarburos:

1.—Se cambia la terminación *-ano* del alcano correspondiente por la de *-eno*.

2.—En los compuestos de este tipo con cuatro carbonos o más, se indica con un número, al final del nombre, el lugar donde existe la doble ligadura. El número es el correspondiente (de los dos carbonos unidos por la doble ligadura) al más cercano a uno de los extremos de la cadena.

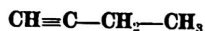


II) *Hidrocarburos no saturados con triple ligadura o alquinos.*—Para nombrarlos:

1°—Se cambia la terminación *-ano* del alcano correspondiente por la terminación *-ino*.

2°—En los alquinos con cuatro carbonos o más, se indica con un número, al final del nombre, el lugar donde está situada la triple ligadura, en la misma forma que en el caso de los alkenos.

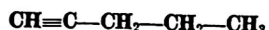
Ejemplos:



Butino-1



Butino-2



Pentino-1

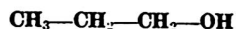
#### b) Nomenclatura de los alcoholes.

Para nombrar estos compuestos se siguen dos pasos:

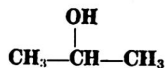
1°—Se agrega una *l* al final del nombre del alcano correspondiente al mismo número de carbonos que tiene el alcohol y queda formado el nombre de éste.

2°—En los compuestos de este tipo con tres o más carbonos, se debe indicar con un número, al final del nombre, el carbono a que está unido el hidroxilo. En este caso, la cadena también se numera partiendo del extremo más cercano al grupo funcional.

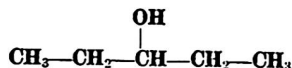
Ejemplos:



Propanol 1



Propanol 2



Pentanol 3

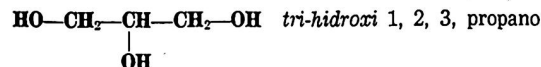
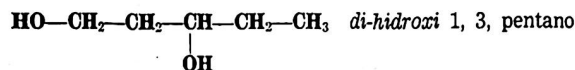
Para la *nomenclatura de los alcoholes polivalentes* se siguen los pasos siguientes:

1°—Se utilizan los prefijos *di-*, *tri-*, etc., seguidos de la palabra *hidroxi*, según sea el número de hidroxilos que contenga el compuesto.

2°—A continuación se colocan los números en orden creciente, que indican la colocación de los grupos **OH**.

3°—Por último, se pone el nombre del alcano correspondiente, según el número de carbonos del alcohol.

Ejemplos:

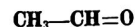


#### c) Nomenclatura de los aldehídos.

Se cambia la terminación *-ol* del alcohol correspondiente (con igual número de carbonos), por la terminación *-al*.

Aquí no hace falta el número al final del nombre pues el grupo aldehído sólo puede estar en un carbono terminal.

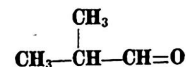
Ejemplos:



Etanal



Propanal



Isobutanal

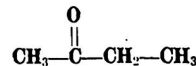
NOTA: El prefijo *-iso* se utiliza en casos como el anterior, en que el radical metilo queda colocado en forma simétrica, considerándose en este caso el número total de carbonos; en el caso anterior son cuatro, aunque la cadena sea de tres, y en consecuencia el nombre se deriva del butano.

#### d) Nomenclatura de las cetonas.

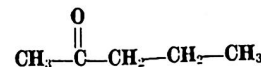
1°—Se cambia el sufijo *-ol* del correspondiente alcohol, por la terminación *-ona*.

2°—A partir del término con cinco átomos de carbono, hay que indicar con un número, al final del nombre, en dónde se localiza la función cetona.

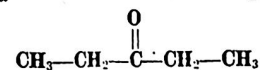
Ejemplos:



Butanona



Pentanona 2

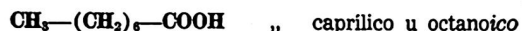


Pentanona 3

## e) Nomenclatura de los ácidos orgánicos.

1º—El nombre genérico es *ácido*.2º—El nombre específico se obtiene agregando al nombre del alcano correspondiente, la terminación *-ico*. En estos compuestos, además de los nombres que así se obtienen, existen los nombres triviales que se utilizan mucho también.

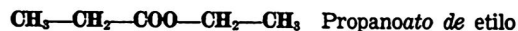
Ejemplos:



## f) Nomenclatura de los ésteres.

1º—Se cambia la terminación *-ico* del ácido de que proviene, por el sufijo *-ato*.2º—Se añade el nombre del radical alkilo precedido de la preposición *de*.

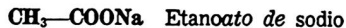
Ejemplos:



## g) Nomenclatura de las sales orgánicas.

1º—Se cambia la terminación *-ico* del ácido por la terminación *-ato* igual que en el caso anterior.2º—Se añade el nombre del metal precedido por la preposición *de*.

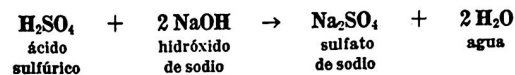
Ejemplos:



## CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS.

Los cálculos estequiométricos son muy variados; a continuación vamos a explicar algunos de los más usuales. Con los conocimientos de masa molecular, volumen molecular gramo, hipótesis de Avogadro y algunas reacciones químicas, como por ejemplo la reacción de una base con un ácido para dar una sal, podremos explicar los siguientes cálculos estequiométricos.

## a) Problemas de peso-peso.

Tomemos la ecuación de neutralización de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y  $\text{NaOH}$ :

podemos decir que la masa molecular del ácido sulfúrico es:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{H} & = & 2 \times 1 = 2 \\ 1 \text{S} & = & 1 \times 32 = 32 \\ 4 \text{O} & = & 4 \times 16 = 64 \\ \hline & & 98 \end{array}$$

98 = masa molecular del ácido sulfúrico

y la masa molecular del hidróxido de sodio es:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{Na} & = & 23 \\ 1 \text{O} & = & 16 \\ 1 \text{H} & = & 1 \\ \hline & & 40 \end{array}$$

40 = masa molecular del hidróxido de sodio.

Masa molecular del sulfato de sodio:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{Na} & = & 2 \times 23 = 46 \\ 1 \text{S} & = & 1 \times 32 = 32 \\ 4 \text{O} & = & 4 \times 16 = 64 \\ \hline & & 142 \end{array}$$

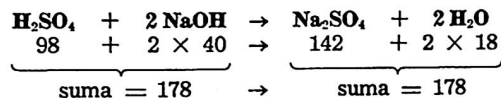
142 = masa molecular del sulfato de sodio.

Masa molecular del agua:

$$\begin{aligned} 2 \text{ H} &= 2 \times 1 = 2 \\ 1 \text{ O} &= 1 \times 16 = 16 \end{aligned}$$

18 = masa molecular del agua.

Con estas masas moleculares podemos formular la ecuación así:



De lo anterior se pueden hacer varias consideraciones:

1º La masa de las sustancias reaccionantes es igual a la masa de las sustancias que se produjeron.

2º La masa molecular del ácido sulfúrico se combinará con dos veces la masa molecular del hidróxido de sodio para dar una mol de sulfato de sodio y dos moles de agua.

#### PROBLEMA Nº 1.

¿Qué masa en gramos de hidróxido de sodio se necesita para neutralizar 300 g de ácido sulfúrico?

*Resolución.*—Sabemos ya que 98 g de ácido sulfúrico se neutralizan con 80 g de sosa, y nos preguntan los gramos de hidróxido de sodio que se necesitan para neutralizar los 300 g de ácido sulfúrico; para esto hacemos la siguiente proporción:

$$\frac{80 \text{ g de NaOH}}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = \frac{x \text{ g de NaOH}}{300 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$$

$$\text{de donde: } x = \frac{80 \text{ g de NaOH}}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \times 300 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$x = 244.8 \text{ g de NaOH} \quad \text{Resultado} = 244.8 \text{ g de NaOH}$$

#### PROBLEMA Nº 2.

¿Qué cantidad de ácido sulfúrico y de hidróxido de sodio se necesitan para producir 284 g de sulfato de sodio?

*Resolución.*—Para producir 142 g de sulfato de sodio son necesarios 80 g de hidróxido de sodio (según la ecuación estequiométrica). Por consiguiente, podemos escribir la siguiente proporción:

$$\frac{80 \text{ g de NaOH}}{142 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4} = \frac{x \text{ g de NaOH}}{284 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4}$$

$$x = \frac{80 \text{ g de NaOH}}{142 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4} \times 284 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4 \quad x = 160 \text{ g de NaOH}$$

Para hallar la cantidad de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  hacemos este razonamiento: para producir 142 g de sulfato de sodio son necesarios 98 g de ácido sulfúrico, por lo que se puede establecer la siguiente proporción:

$$\frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4} = \frac{x \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{284 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4}$$

$$x = \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4} \times 284 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$$

$$x = 196 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Resultado: 196 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   
160 g de NaOH

#### PROBLEMA Nº 3.

Se hacen reaccionar 90 g de ácido sulfúrico y 40 g de hidróxido de sodio, para formar sulfato de sodio. Se pregunta:

1º ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico no se combina?

2º ¿Qué cantidad de sulfato de sodio se obtiene?

*Resolución.*—Primero, tenemos que 1 mol de ácido sulfúrico se combina con 2 moles de hidróxido de sodio para formar una mol de sulfato de sodio, cumpliéndose la proporción siguiente:

$$\frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{80 \text{ g de NaOH}} = \frac{x \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{40 \text{ g de NaOH}}$$

$$x = \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{80 \text{ g de NaOH}} \times 40 \text{ g de NaOH}$$

$$x = 49 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \quad (\text{se combinaron para formar Na}_2\text{SO}_4)$$



Como el problema nos dice que son 90 g de ácido sulfúrico, se le tienen que restar 49 g, que fueron los que se combinaron con los 40 g de hidróxido, siendo esta diferencia la cantidad de ácido sulfúrico que no se combinó.

$$90 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 - 49 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 = 41 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Resultado: 41 g de ácido sulfúrico no se combinan.

2.—La cantidad de sulfato de sodio se puede obtener a partir del peso de ácido sulfúrico o a partir de la cantidad de hidróxido de sodio, estableciendo, por ejemplo, la siguiente proporción:

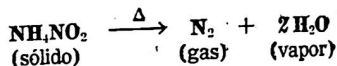
$$\frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{x \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{49 \text{ g H}_2\text{SO}_4}$$

$$x = \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times 49 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$x = 71 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4 \quad \text{Resultado: 71 g de Na}_2\text{SO}_4$$

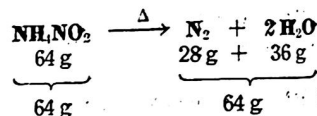
#### b) Problemas de peso-volumen.

Para resolver este tipo de problemas, se dará la siguiente ecuación de descomposición del nitrito de amonio por el calor para dar nitrógeno y agua



$$\begin{array}{rcl} \text{NH}_4\text{NO}_2: & 2\text{N} = & 28 \\ & 4\text{H} = & 4 \\ & 2\text{O} = & 32 \\ & \hline & & 64 \end{array} \quad \begin{array}{rcl} \text{H}_2\text{O}: & 2\text{H} = & 2 \\ & \text{O} = & 16 \\ & \hline & & 18 \end{array}$$

Masa molecular del  $\text{NH}_4\text{NO}_2 = 64$   
 Masa molecular del  $\text{N}_2 = 28$  ya que son dos átomos de nitrógeno  
 Masa molecular del  $\text{H}_2\text{O} = 18$



Sabemos que una mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.41 l en condiciones normales; con estos datos es posible formular los siguientes problemas:

#### PROBLEMA Nº 4.

¿Cuántos gramos de nitrito de amonio se necesitan para producir un volumen de 11.2 litros de nitrógeno medidos en condiciones normales?

Resolución:

$$1 \text{ mol de nitrógeno} = 28 \text{ g} = 22.41 \text{ l}$$

La reacción anterior nos dice que 64 g de nitrito de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ) se descomponen y nos producen 22.41 litros de nitrógeno. Por lo tanto, podemos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{64 \text{ g de NH}_4\text{NO}_2}{22.41 \text{ l de N}_2} = \frac{x \text{ g de NH}_4\text{NO}_2}{11.2 \text{ l de N}_2} \quad \therefore$$

$$x = \frac{(11.2 \text{ l de N}_2) (64 \text{ g de NH}_4\text{NO}_2)}{22.41 \text{ l de N}_2}$$

$$x = 32 \text{ g de NH}_4\text{NO}_2$$

#### PROBLEMA Nº 5.

Se descomposieron por calentamiento 21.33 g de nitrito de amonio y se pregunta, ¿qué volumen de nitrógeno se obtendrá, medido en condiciones normales?

Resolución:

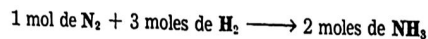
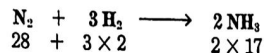
$$\frac{22.41 \text{ l de N}_2}{64 \text{ g de NH}_4\text{NO}_2} = \frac{x \text{ l de N}_2}{21.33 \text{ g de NH}_4\text{NO}_2} \quad \therefore$$

$$x = \frac{(21.33 \text{ g de NH}_4\text{NO}_2) (22.41 \text{ l de N}_2)}{64 \text{ g de NH}_4\text{NO}_2}$$

$$x = 7.47 \text{ l de N}_2$$

## c) Problemas de volumen-volumen.

Cuando tenemos una reacción entre dos sustancias gaseosas, por ejemplo:



podemos establecer las relaciones mediante las moles o los volúmenes que reaccionan y se producen. Como ejemplos de estos casos, tenemos los siguientes problemas.

## PROBLEMA N° 6.

¿Qué cantidad en volumen (medido en condiciones normales) se necesita de hidrógeno y de nitrógeno para producir 11.205 l de amoníaco (en condiciones normales)?

Resolución:

$$\frac{67.23 \text{ l de H}_2}{44.82 \text{ l de NH}_3} = \frac{x \text{ l de H}_2}{11.205 \text{ l de NH}_3} \quad \therefore$$

$$x = \frac{(67.23 \text{ l de H}_2) (11.205 \text{ l de NH}_3)}{44.82 \text{ l de NH}_3}$$

$$x = 16.8 \text{ l de H}_2$$

NOTA.—Son 67.23 l de H<sub>2</sub>, porque tenemos en la ecuación 3 moles de hidrógeno y sabemos que 1 mol de H<sub>2</sub> = 22.41 l.

Cantidad de nitrógeno:

$$\frac{22.41 \text{ l de N}_2}{44.82 \text{ l de NH}_3} = \frac{x \text{ l de N}_2}{11.205 \text{ l de NH}_3} \quad \therefore$$

$$x = \frac{(22.41 \text{ l de N}_2) (11.205 \text{ l de NH}_3)}{44.82 \text{ l de NH}_3}$$

$$x = 5.61 \text{ l de N}_2$$

## NORMALIZACION DE VOLUMENES.

En multitud de procesos químicos en la industria toman parte o se obtienen gases en ciertas condiciones de temperatura, presión y volumen.

Para el cálculo de los equipos que se utilizan en la industria química es necesario entonces fijar una base que permita uniformar el criterio de los diseñadores y puedan establecer con la ayuda de valores predeterminados, cuáles son las condiciones de temperatura, presión y volumen que se obtienen en los gases del proceso.

Estos valores predeterminados o valores en condiciones normales son:

Para la presión  $p = 760 \text{ mm de mercurio} = 1 \text{ atmósfera}$ , para la temperatura  $T = 273^\circ\text{K}$  y para el volumen el de 1 gramo-mol que para cualquier sustancia en estado gaseoso y a la presión y temperaturas antes mencionadas es de 22.41 litros.

Para cualquiera de dichas situaciones se aplica la ley general del estado gaseoso que establece la siguiente igualdad

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_N V_N}{T_N}$$

en donde el subíndice  $_N$  indica condiciones normales.

Ejemplos:

1.—Normalizar el volumen de una masa de un gas que a  $10^\circ\text{C}$  y 2 atm ocupa un volumen de 612 ml.

Solución.—Aplicando la ley general del estado gaseoso y despejando el volumen normalizado, tendremos:

$$V_N = \frac{pV T_N}{T p_N}$$

$$\begin{aligned} \text{donde: } p &= 2 \text{ atm} \\ V &= 612 \text{ ml} \\ T_N &= 273^\circ\text{K} \\ p_N &= 1 \text{ atm} \\ T &= 283^\circ\text{K} \end{aligned}$$

Sustituyendo:

$$V_N = \frac{2 \text{ atm} \times 612 \text{ ml} \times 273^\circ\text{K}}{283^\circ\text{K} \times 1 \text{ atm}}$$

$$V_N = 1181 \text{ ml}$$

2.—Calcular el volumen normalizado de un gramo de gas que a 500 mm de mercurio y 50°C tiene una densidad de 0.038 g/l.

*Solución.*—A partir de la densidad podemos obtener el volumen ocupado por un gramo del gas en las condiciones dadas:

$$d = \frac{M}{V} \quad \text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Despejando el volumen:

$$V = \frac{M}{d}$$

$$\text{donde:} \quad \begin{aligned} M &= 1 \text{ g} \\ d &= 0.038 \text{ g/l} \end{aligned}$$

$$\therefore V = \frac{1 \text{ g}}{0.038 \text{ g/l}} = 26.3 \text{ l}$$

Ahora, aplicando la ley general del estado gaseoso:

$$V_N = \frac{pV T_N}{T p_N}$$

$$\text{donde:} \quad \begin{aligned} p &= 500 \text{ mm de mercurio} \\ V &= 26.3 \text{ l} \\ T_N &= 273^\circ\text{K} \\ p_N &= 760 \text{ mm de mercurio} \\ T &= 273 + 50 = 323^\circ\text{K} \end{aligned}$$

Sustituyendo:

$$V_N = \frac{500 \text{ mm} \times 26.3 \text{ l} \times 273^\circ\text{K}}{323^\circ\text{K} \times 760 \text{ mm}}$$

$$V_N = 14.62 \text{ l}$$

3.—En un tanque de 500 l se tiene oxígeno a 20°C y 10 atm. ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de oxígeno en condiciones normales?

*Solución.*—Aplicando la ley general del estado gaseoso:

$$V_N = \frac{pV T_N}{T p_N}$$

$$\text{donde:} \quad \begin{aligned} p &= 10 \text{ atm} \\ V &= 500 \text{ l} \\ T_N &= 273^\circ\text{K} \\ p_N &= 1 \text{ atm} \\ T &= 293^\circ\text{K} \end{aligned}$$

Sustituyendo:

$$V_N = \frac{10 \text{ atm} \times 500 \text{ l} \times 273^\circ\text{K}}{293^\circ\text{K} \times 1 \text{ atm}}$$

$$V_N = 4660 \text{ l}$$

4.—300 kg de un gas están contenidos en un depósito de 5 000 l a una temperatura y presión 27°C y 20 atm, respectivamente. ¿Qué densidad tendrán en condiciones normales?

*Solución.*—En primer lugar calcularemos el volumen normalizado.

$$V_N = \frac{pV T_N}{T p_N}$$

$$\text{donde:} \quad \begin{aligned} p &= 20 \text{ atm} \\ V &= 5000 \text{ l} \\ T_N &= 273^\circ\text{K} \\ p_N &= 1 \text{ atm} \\ T &= 300^\circ\text{K} \end{aligned}$$

Sustituyendo:

$$V_N = \frac{20 \text{ atm} \times 5000 \text{ l} \times 273^\circ\text{K}}{300^\circ\text{K} \times 1 \text{ atm}} = 91000 \text{ l}$$

Ahora calculamos la densidad:

$$d = \frac{m}{V_N} = \frac{300 \text{ kg}}{91000 \text{ l}} = 0.003295 \text{ kg/l}$$

$$d = 3.295 \text{ g/l}$$

5.—¿A qué temperatura estaba el nitrógeno de un tanque de 40 l a 1.5 atm, si su volumen normalizado coincide con el volumen molar?

*Solución.*—Usamos la ley general del estado gaseoso, de la cual despejamos la temperatura:

$$T = \frac{pV T_N}{p_N V_N}$$

donde:  $p = 1.5 \text{ atm}$   
 $V = 40 \text{ l}$   
 $T_N = 273^\circ\text{K}$   
 $p_N = 1 \text{ atm}$   
 $V_N = 22.41 \text{ l}$

Sustituyendo:

$$T = \frac{1.5 \text{ atm} \times 40 \text{ l} \times 273^\circ\text{K}}{1 \text{ atm} \times 22.41 \text{ l}}$$

$$T = 732^\circ\text{K}$$

$$\text{ó } t = 459^\circ\text{C}$$

6.—Calcular la temperatura del nitrógeno en el tanque del problema anterior, sabiendo que la masa ( $m$ ) de gas contenido en el tanque es de 60 g.

*Solución.*—En este caso el volumen normalizado ( $V_N$ ) ya no coincidirá con el volumen molar ( $V_M$ ) y hay que calcularlo; teniendo en cuenta que la densidad de un gas para unas condiciones determinadas (en este caso las normales) es constante e independiente de la cantidad de gas:

$$\text{densidad} = \frac{m_M}{V_M} = \frac{m}{V_N} \therefore V_N = \frac{m V_M}{m_M}$$

donde:  $m_M = 28 \text{ g}$   
 $V_M = 22.41 \text{ l}$   
 $m = 60 \text{ g}$

Sustituyendo:

$$V_N = \frac{60 \text{ g} \times 22.41 \text{ l}}{28 \text{ g}} = 48 \text{ l}$$

Ahora, procediendo igual que en el caso anterior:

donde:  $p = 1.5 \text{ atm}$   
 $V = 40 \text{ l}$   
 $T_N = 273^\circ\text{K}$   
 $p_N = 1 \text{ atm}$   
 $V_N = 48 \text{ l}$

$$T = \frac{pV T_N}{p_N V_N} = \frac{1.5 \text{ atm} \times 40 \text{ l} \times 273^\circ\text{K}}{1 \text{ atm} \times 48 \text{ l}}$$

$$T = 341^\circ\text{K}$$

$$\text{ó } t = 68^\circ\text{C}$$

## PROBLEMAS DE OXIDACION Y REDUCCION

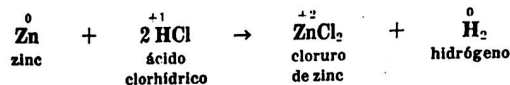
Se considera que una sustancia se oxida cuando pierde electrones, y se reduce cuando los gana. Esta es la definición correcta, que contrasta con los antiguos conceptos de estos fenómenos, en que se consideraba que una sustancia se oxidaba al reaccionar con oxígeno y solamente al reaccionar con él; y se reducía, solamente al reaccionar con hidrógeno.

Complementando la definición anterior, se dice que una sustancia es **oxidada** por otra llamada **oxidante**, la cual gana los electrones que pierde la sustancia oxidada, o sea, que la sustancia oxidante a su vez se reduce.

Inversamente; un cuerpo es **reducido** por una sustancia o **agente reductor**, el cual pierde los electrones ganados por el primero. En conclusión, *el agente oxidante gana electrones y se reduce, y el agente reductor pierde electrones y se oxida.*

De acuerdo con lo establecido anteriormente, al ocurrir una reacción de reducción, simultáneamente ocurre una reacción de oxidación y viceversa. Para balancear estas reacciones debe considerarse que la sustancia oxidante oxida a la sustancia reductora y a la vez es reducida por ésta; y que todos los electrones perdidos por la sustancia oxidada son ganados por la sustancia reducida.

a) Por ejemplo, la reacción de zinc con ácido clorhídrico:

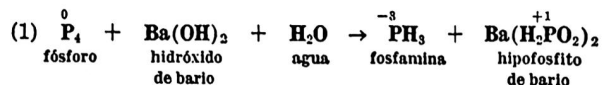


El zinc es oxidado por el ácido clorhídrico (agente oxidante) perdiendo dos electrones y quedando con la valencia +2. A su vez los iones  $\text{H}^+$  del ácido clorhídrico, son reducidos por el zinc (agente reductor) ganando un electrón y quedando en estado neutro, es decir, en forma de átomos, que reaccionan entre sí para dar moléculas de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ).

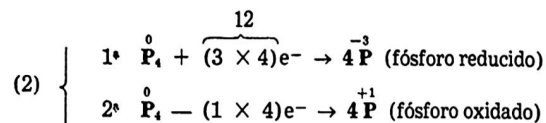
Como el número de electrones perdidos por uno debe ser igual al número de electrones ganados por el otro, para cada átomo de zinc que se oxide, se necesitan dos iones  $\text{H}^+$  que acepten los dos electrones perdidos por el zinc, o sea, que por cada átomo de zinc se necesitan dos moléculas de ácido clorhídrico, quedando balanceada la reacción anterior.

b) Para balancear reacciones de oxidación-reducción se había visto la conveniencia de escribir ecuaciones auxiliares en las que se indica la pérdida o ganancia de electrones de los elementos o radicales que cambian de valencia. Se balancean primero estas ecuaciones auxiliares para obtener los coeficientes de las sustancias reaccionantes y poder balancear la reacción de oxidación-reducción.

Por ejemplo, la reacción entre el fósforo y el hidróxido de bario:



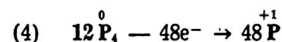
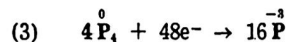
En este caso, unas moléculas de fósforo ( $\text{P}_4$ ) se oxidan (al pasar al estado de oxidación +1) a expensas de otras que se reducen (al pasar al estado de oxidación -3); entonces podemos establecer las siguientes ecuaciones auxiliares:



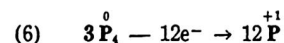
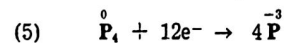
En la 1ª ecuación auxiliar una molécula de fósforo, dará lugar a la formación de cuatro  $\text{P}^{-3}$ , por lo tanto se necesitan por cada molécula de fósforo doce electrones.

En la 2ª ecuación auxiliar una molécula de fósforo dará lugar a la formación de cuatro átomos con una valencia de +1 ( $\text{P}^{+1}$ ), como la molécula tiene cuatro átomos de fósforo y cada átomo pierde un electrón, la molécula perderá cuatro electrones dando como resultado cuatro  $\text{P}^{+1}$ .

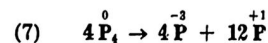
Como el número de electrones ganados debe ser igual al número de electrones perdidos, en la 1ª ecuación se multiplica por 4 y en la 2ª por 12, quedándonos:



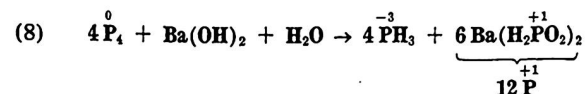
Como todos los coeficientes son divisibles entre cuatro, se pueden simplificar ambas ecuaciones auxiliares:



Una vez balanceadas las ecuaciones auxiliares, se suman miembro a miembro, dándonos una ecuación total; entonces sumando (5) y (6):



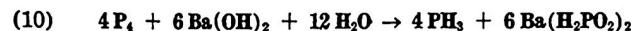
Los coeficientes de la ecuación resultante se sustituyen en sus correspondientes lugares de la ecuación inicial (1)



como tenemos en el segundo miembro 6 átomos de bario, debemos tener 6 átomos de bario en el primero, para esto basta con poner un coeficiente 6 a la molécula de  $\text{Ba(OH)}_2$

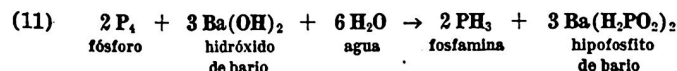


En seguida balancearemos los átomos de oxígeno y de hidrógeno: en el primer miembro tenemos 13 átomos de oxígeno y en el segundo miembro 24, si aumentamos 11 átomos en el primer miembro tendremos igual número de átomos de oxígeno de un lado y otro de la ecuación. Estos 11 átomos de oxígeno nos los darán 11 moléculas de agua y por consiguiente tendremos  $1 + 11 = 12$  moléculas de agua:

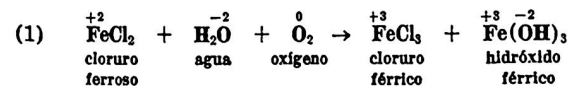


como se nota, también los átomos de hidrógeno quedan balanceados; es decir, 36 átomos de un lado y 36 del otro.

Podemos dividir finalmente en la ecuación (10) entre 2 quedando:

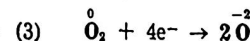
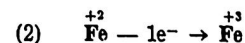


c) Otro ejemplo.

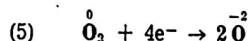
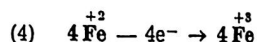


El agente reductor será el  $\text{FeCl}_2$ , ya que va a perder electrones al pasar de las condiciones  $\text{Fe}^{+2}$  a  $\text{Fe}^{+3}$ , y el oxígeno es el agente oxidante porque va a aceptar estos electrones al pasar de  $\text{O}_2$  a  $\text{O}$ .

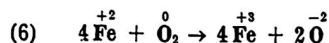
Nuestras ecuaciones auxiliares serán:



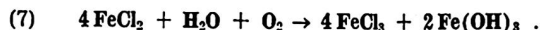
Como debemos tener igual número de electrones perdidos que ganados, en la primera ecuación auxiliar se multiplica por 4:



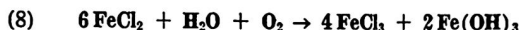
Se suman miembro a miembro ambas ecuaciones para eliminar el término referente a los electrones intercambiados, y obtener los coeficientes que balancean la ecuación:



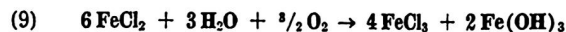
Sustituyendo estos coeficientes en sus correspondientes lugares dentro de la ecuación original (1)



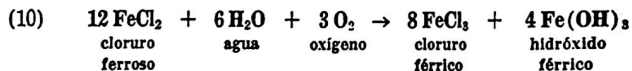
Se toma como base el  $4 \text{FeCl}_3$ , de acuerdo con el cual el coeficiente del término  $\text{FeCl}_2$  debe ser aumentado a 6 ya que el  $4 \text{FeCl}_3$  contiene 12 Cl y como el término  $\text{FeCl}_2$  es el único que contiene cloros hay que equilibrar con su coeficiente dicho número de cloros:



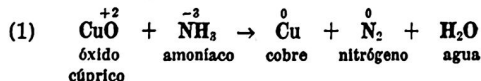
Así han quedado balanceados Fe y Cl. Ahora vemos que de acuerdo con el término  $2 \text{Fe}(\text{OH})_3$  los coeficientes de  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{O}_2$  deben ser 3 y  $3/2$ , respectivamente, quedando la ecuación totalmente balanceada:



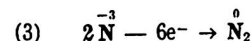
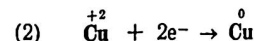
en donde multiplicamos por 2 a efecto de eliminar el coeficiente fraccionario, quedando finalmente



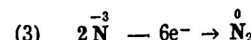
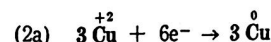
d) Otro ejemplo.



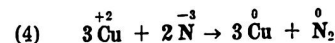
Establecemos en primer lugar las ecuaciones auxiliares:



Multiplicando por 3 los dos miembros de (2):



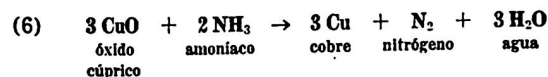
Se suman miembro a miembro y se elimina el término de electrones intercambiados, obteniéndose los coeficientes para el balanceo de la ecuación original:



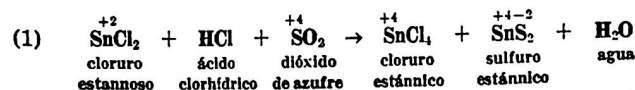
Sustituyendo estos coeficientes en la ecuación original (1) queda:



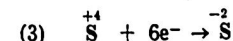
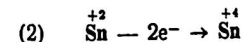
En esta ecuación vemos que de acuerdo a los términos  $3 \text{CuO}$  y  $2 \text{NH}_3$ , sólo hace falta poner 3 de coeficiente al término  $\text{H}_2\text{O}$  para que quede totalmente balanceada:



e) Otro ejemplo.

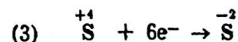
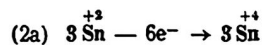


De acuerdo con los cambios de valencia, las ecuaciones auxiliares serán:

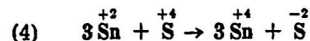


Para igualar el número de electrones intercambiados, basta multiplicar en la primera ecuación auxiliar por 3:

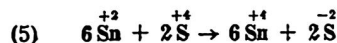




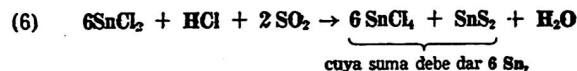
Sumando se obtiene:



En esta ecuación conviene multiplicar por 2, ya que en el término de la derecha de la ecuación (1), hay dos moléculas que contienen estaño:



El término  $2 \overset{-2}{\text{S}}$  ya está representado en la ecuación (1), de manera que ésta quedará:



de modo que escribimos la ecuación así:

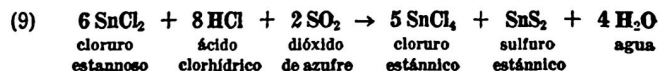


Se nota que el término de la izquierda contiene dos términos con cloro, en cambio el de la derecha sólo tiene un producto que contenga cloro; esto lleva a que el término con cloro del miembro de la derecha, debe tener el total de átomos de cloro del miembro de la izquierda, para balancear este elemento, lo cual se considerará después.

Ahora se procede a balancear la ecuación con respecto al oxígeno; como en el término  $\text{SO}_2$  hay 4 átomos de oxígeno, el término del agua también deberá tener 4 átomos de oxígeno:

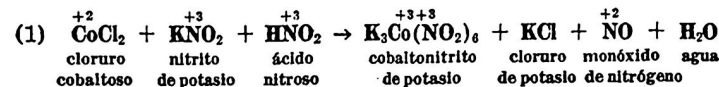


Los hidrógenos deberán ser 8 en cada lado de la ecuación, por lo tanto:



Examinando ahora la ecuación, se observa que hay 20 átomos de cloro en cada lado de la ecuación de manera que la ecuación ya está totalmente balanceada.

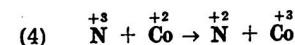
f) Otro ejemplo.



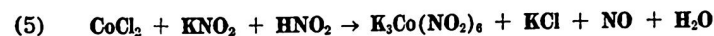
De acuerdo a la ecuación original tendremos las siguientes ecuaciones auxiliares:



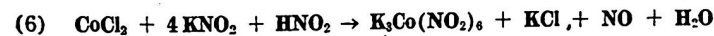
El número de electrones intercambiados ya es igual; es decir, el número de electrones ganados es igual al número de los perdidos; y por tanto, sumando miembro a miembro ambas ecuaciones tendremos:



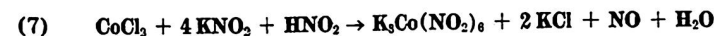
Sustituyendo los coeficientes obtenidos, en la ecuación original:



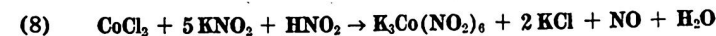
En el miembro de la derecha tenemos 4 átomos de potasio, por lo cual pondremos el coeficiente 4 al término  $\text{KNO}_2$ :



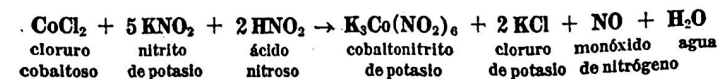
Examinando esta ecuación, vemos que hay 2 átomos de cloro en el miembro de la izquierda y debemos colocar un 2 delante del término  $\text{KCl}$ :



Debido al paso anterior, tenemos 5 átomos de potasio en el miembro de la derecha, por lo cual es necesario aumentar el coeficiente del término  $\text{KNO}_2$  a 5:



Por otro lado, para balancear el monóxido de nitrógeno será necesaria una molécula más de ácido nitroso, con ello obtendremos también la molécula de agua del segundo miembro de la ecuación. Entonces la ecuación totalmente balanceada queda:



## REACCIONES QUÍMICAS.

Ya sabemos que los elementos al combinarse aceptarán o cederán electrones dando como consecuencia *aniones* o *cationes*, respectivamente, según el carácter metálico o no metálico de los elementos.

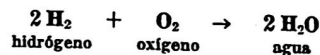
Sabemos también que los aniones y cationes se combinarán para formar compuestos neutros, eléctricamente hablando. Para completar reacciones químicas sencillas, tomaremos en cuenta lo anterior, y, además, diversas consideraciones que se harán a medida que se den ejemplos:

1.—Vamos a completar la siguiente reacción:  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$

Sabemos que el hidrógeno se combinará con el oxígeno y dará un compuesto de esta forma:



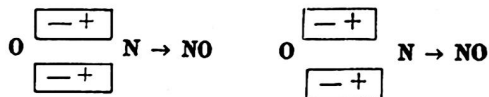
o sea, el compuesto  $\text{H}_2\text{O}$ . Como la molécula de oxígeno dará lugar a dos átomos de oxígeno y cada átomo necesita dos electrones, necesitaremos cuatro átomos de hidrógeno que cederán dichos electrones; por lo tanto, la ecuación quedará:



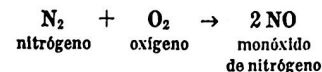
2.—Otra reacción de este tipo es:  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$

Para completar esta reacción vemos que el oxígeno es más electronegativo que el nitrógeno. Esta reacción puede dar diferentes óxidos, y nos deben especificar el compuesto que se formará. Supongamos que se forma el compuesto en que el nitrógeno "trabaja" con la valencia +2, es decir, cediendo dos electrones:

Como tenemos que una molécula de nitrógeno tiene dos átomos de nitrógeno, cada molécula cederá al oxígeno 4 electrones, que la molécula de oxígeno aceptará dando dos iones  $\text{O}^{2-}$ . Como las moléculas que se formarán serán neutras, tendremos:

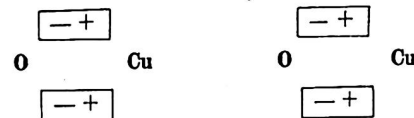


y finalmente:



3.—Hay otro tipo de reacciones que son entre metales y no metales; por ejemplo:  $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow$

Para completarla, sabemos que el cobre puede ceder uno o dos electrones y por lo tanto podrá dar dos óxidos. Supongamos que nos dicen que el óxido que se forma es aquel en el que el cobre trabaja con su valencia máxima (+2), es decir, va a ceder dos electrones. Como cada molécula de oxígeno acepta cuatro electrones para dar dos iones negativos  $\text{O}^{2-}$ , necesitamos dos átomos de cobre para que cedan dichos electrones:

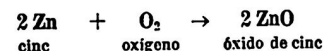


es decir, se formarán dos moléculas de  $\text{CuO}$  a partir de 2 átomos de cobre y una molécula de oxígeno. Nos quedará la ecuación, pues, como sigue:

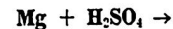


4.—Otro ejemplo del mismo tipo que el anterior es:  $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow$

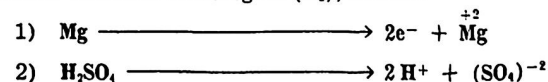
Como sabemos, el  $\text{Zn}$  cederá dos electrones y la molécula de oxígeno ganará cuatro electrones, ya que el oxígeno trabaja con valencia -2, es decir, cada átomo gana dos electrones. Por lo tanto, necesitaremos 2 átomos de  $\text{Zn}$  para que cedan los cuatro electrones necesarios, y tendremos:

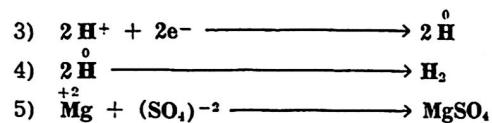


5.—Ahora veremos un ejemplo de la reacción entre un metal y un ácido:

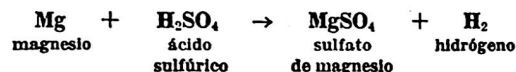


En esta reacción ya se vio que se desprende hidrógeno gaseoso. Para completar este tipo de reacciones, sabemos que el metal va a ceder sus electrones a los iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ), los cuales se combinan entre sí para formar moléculas de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ); es decir:





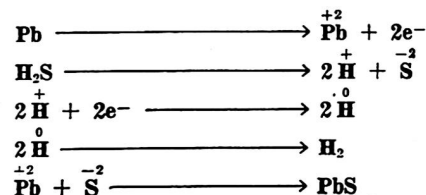
El anión del ácido  $[(\text{SO}_4)^{-2}]$  se combina con el catión que se formó a expensas del metal  $(\text{Mg}^{+2})$ . Finalmente la ecuación queda como sigue:



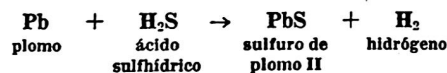
Nótese que todos los ácidos producen aniones que se combinan con el metal (en forma de catión) para dar una sal. En el caso del ácido clorhídrico nos va a dar el anión cloruro  $(\text{Cl}^-)$ ; en el caso del ácido nítrico, el anión nitrato  $(\text{NO}_3^-)$ ; en el caso del ácido sulfhídrico, el anión sulfuro  $(\text{S}^{-2})$ ; etc.

6.—Otro ejemplo de reacción entre ácido y metal será:  $\text{Pb} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

El plomo trabaja con +2 y con +4 como valencias; pero para formar sales generalmente trabaja con +2; es decir, tendremos:



quedando la ecuación completa como sigue:

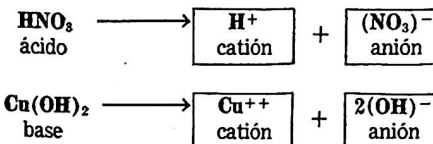


7.—La reacción de un ácido con una base es la que, según ya vimos, da como productos, una sal y agua. Para completar la siguiente reacción:



debemos recordar que el anión del ácido se combina con el catión de la base y el catión del ácido se combinará con el anión de la base. Este tipo

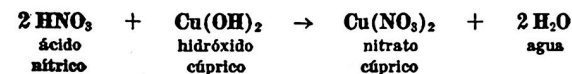
de reacción se le llama *reacción de sustitución*. De acuerdo con lo dicho, tendremos:



Como tenemos dos aniones  $[(\text{OH})^-]$  necesitamos dos moléculas de ácido nítrico para que nos dé dos cationes  $(\text{H}^+)$  y formar dos moléculas de agua:



La reacción completa por lo tanto, quedará como sigue:

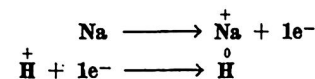


8.—Como ejemplo de la reacción de un metal con agua, tomemos la del sodio:  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O}.$

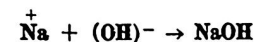
El sodio reacciona violentamente con el agua, para formar una base e hidrógeno. Sabemos que el agua al disociarse produce:



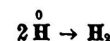
El metal (Na) cede un electrón al catión hidrógeno  $(\text{H}^+)$  y forma un átomo de hidrógeno  $(\text{H}^0)$  y un catión  $(\text{Na}^+)$



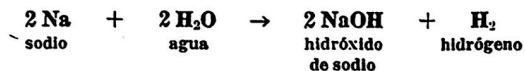
El catión reacciona con el anión de la base  $(\text{OH})^-$  para formar un compuesto llamado base o hidróxido:



El hidrógeno atómico  $(\text{H}^0)$  dará lugar a hidrógeno molecular por la siguiente reacción:



Finalmente, la reacción completa será:



Necesitamos dos átomos de hidrógeno ( $\text{H}^0$ ) y como sabemos que por cada átomo de sodio se forma uno de hidrógeno; necesitamos dos átomos de sodio y por consiguiente dos moléculas de agua. Como vamos a tener dos aniones  $[(\text{OH})^-]$  y dos cationes ( $\text{Na}^+$ ) se nos formarán dos moléculas de hidróxido de sodio.

## LÁMINAS

*Presentamos, a continuación, seis láminas en las que se han representado algunos de los instrumentos, aparatos y utensilios que más comúnmente se usan en el laboratorio de química. Su expresión gráfica es más realista y precisa que las figuras que acompañan al texto, muchas de ellas verdaderamente esquemáticas, en beneficio de la claridad.*

*En algunas prácticas de laboratorio se ha hecho mención a estas láminas.*

*Recomendamos a los lectores las estudien con detenimiento para una mejor comprensión de los experimentos y prácticas que presenta el texto.*



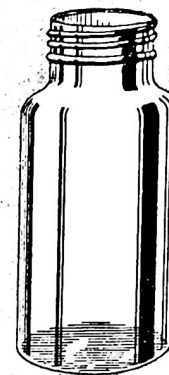
tubo de  
ensayo



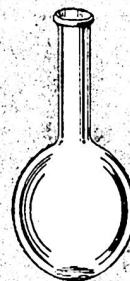
vaso de precipitados



vidrio  
plano



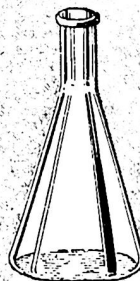
frasco de vidrio



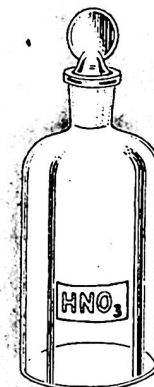
matraz redondo



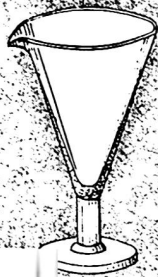
bureta



matraz Erlenmeyer



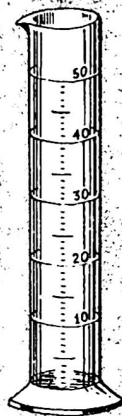
frasco para líquidos  
con tapón esmerilado



embudo con pie



embudo de seguridad



probeta



embudo



vidrio de reloj



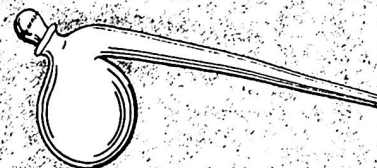
cristallizador



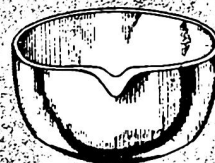
refrigerante



embudo de separación



retorta



cápsula de porcelana



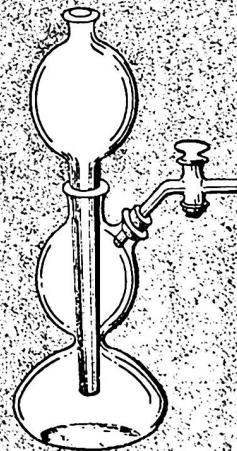
crisol de porcelana



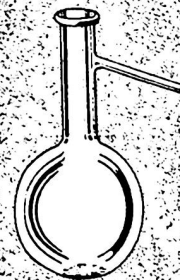
mortero y mano de porcelana



generador de gas

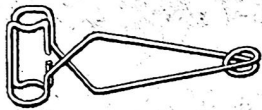


generador Kipp

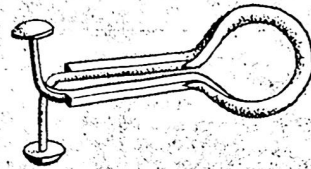


matraz de destilación





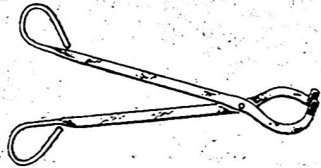
pinzas para tubo



pinzas de Mohr



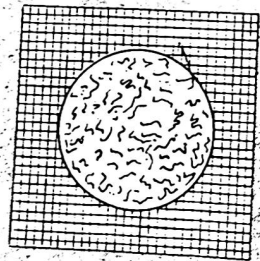
espátula



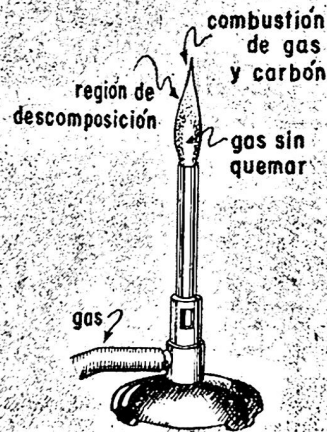
pinzas para crisol



cepillo para tubos de ensayo y matraces



tela de asbesto



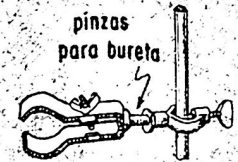
mechero Bunsen



cuchara de combustión



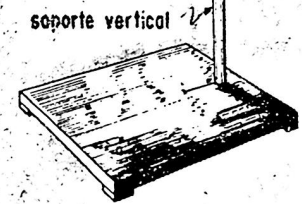
alambre de platino  
en mango de vidrio



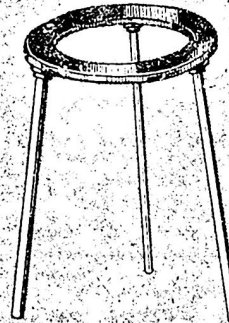
pinzas  
para bureta



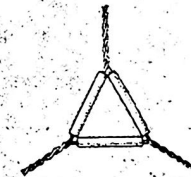
anillo de hierro



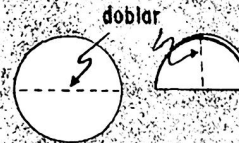
soporte vertical



trípode



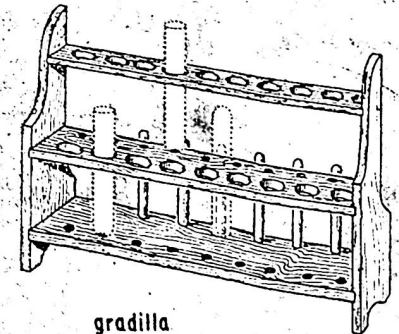
triángulo de porcelana



doblar



filtración



gradilla

## INDICE ALFABETICO

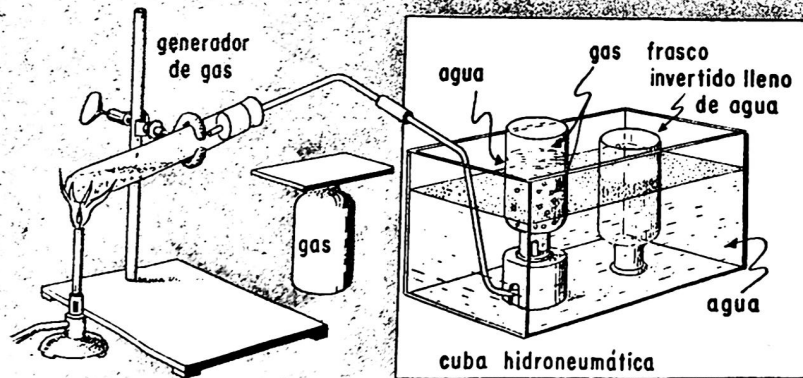
NOTA: Los números escritos con *cursiva* indican la referencia principal.



destilación



manejo del tapón y el frasco



- Ablandamiento del agua: 138, 148, 246  
 Abonos químicos: 260, 263, 273  
 Abrasivos: 316  
 Accidentes en el laboratorio: 19  
 Acción limpiadora o detergente: 372  
 Aceite de linaza: 370, 371  
 Aceite mineral: 339  
 Aceite de vitriolo: 243  
 Aceites: 341, 371  
 Aceites lubricantes: 341  
 Aceites no secantes: 371:  
 Aceites secantes: 371  
 Acero: 313, 314  
 Acetato de celulosa: 367  
 Acetileno: 122, 284, 335, 359  
 Acetileno, obtención: 337  
 Acetiluro de calcio: 284  
 Acetona: 123, 360  
 Aciclica (serie): 328  
 Acidez: 177 y sigtes.  
 Acido (función—): 346  
 Acido acético: 367, 368  
 Acido aminoacético: 373  
 Acido ascórbico: 378  
 Acido bromhídrico: 90  
 Acido carbónico: 93, 202, 290, 291, 359  
 Acido clorhídrico: 90, 105, 193, 221, 223, 233, 261  
 Acido estéarico: 369  
 Acido fluorhídrico: 90, 254  
 Acido muriático: 221  
 Acido nítrico: 92, 262, 266, 267, 269, 270, 367  
 Acido ortofosfórico: 273  
 Acido palmítico: 369  
 Acido piroleñoso: 368  
 Acido sulfhídrico: 90, 239, 240, 318  
 Acido sulfúrico: 92, 105, 132, 139, 180, 226, 233, 238, 242, 246, 250, 252, 384  
 Acido sulfúrico por contacto: 244  
 Acido sulfuroso: 92, 101, 252  
 Acido yodhídrico: 90  
 Ácidos: 84, 89, 93, 105, 176, 180, 190, 346, 365, 404  
 Ácidos (nomenclatura de los—): 89, 93  
 Ácidos (peso equivalente de los—): 190  
 Ácidos débiles y ácidos fuertes: 202 y sigtes.  
 Ácidos grasos: 369  
 Ácidos halógenos: 90, 221  
 Ácidos orgánicos: 346, 365, 373  
 Ácidos polibásicos o polipróticos: 273  
 Ácidos y sales orgánicas: 365  
 Acidulado: 54  
 Actinidos: 390  
 Actividad de los metales: 196  
 Actividad química: 79, 302, 332  
 Acumulador: 54, 194, 246  
 Adrenalina: 379  
 Adsorción: 285  
 Afinidad química: 73, 123  
 Agentes atmosféricos: 318  
 Agentes catalíticos: 128, 141, 244  
 Agentes oxidantes: 124, 219, 266, 425  
 Agentes reductores: 124, 425  
 Agitador: 100  
 Agricultura: 273  
 Agrupamiento funcional: 343  
 Agua: 61, 83, 134, 140  
 Agua (composición o síntesis del—): 54  
 Agua (dilatación del—): 138  
 Agua (electrólisis del—): 121  
 Agua (estado natural del—): 135, 221  
 Agua (ionización del—): 83, 176  
 Agua (purificación del—): 137, 138  
 Agua (síntesis del—): 54, 165  
 Agua blanda: 138, 148, 149, 152, 153, 154  
 Agua de cal: 99, 287, 298  
 Agua de cloro: 225  
 Agua como alimento: 376, 377  
 Agua de cristalización: 145, 309  
 Agua destilada: 153  
 Agua dura: 148, 149, 152, 153, 154  
 Agua fuerte: 269  
 Agua de lluvia: 135, 291  
 Agua de mar: 135  
 Agua oxigenada: 141  
 Agua para usos industriales: 137, 149  
 Agua pesada: 142  
 Agua potable: 136, 149, 221  
 Agua regia: 221, 317  
 Agua de Seltz: 287

Agua de sifón: 287, 288  
 Aguas minerales: 136  
 Aguas naturales: 136  
 Aguas sulfurosas: 239  
 Aguas termales: 136  
 Aguarrás: 224  
 Aire: 117, 121, 157 y sigtes.  
 Aire líquido: 120  
 Aire viciado: 160  
 Aislador del calor: 295  
 Ajuste o balanceo de ecuaciones: 186 y sigtes., 208 y sigtes., 425 y sigtes.  
 Alambique: 340  
 Albúmina: 357, 359, 374  
 Albuminoide: 374  
 Alkali: 94, 95, 100  
 Alcalina (reacción): 99  
 Alcalinidad o basicidad de una solución: 97, 176, 177  
 Alcalino: 177, 178  
 Alcalinos (metales): 307, 391  
 Alcalino-térreos (metales): 308, 322, 391  
 Alcohol desnaturalizado: 357  
 Alcohol etílico: 343, 352, 353  
 Alcohol de madera: 353, 356  
 Alcohol metílico: 343, 346, 353, 356  
 Alcohol (función—): 343  
 Alcoholes: 355  
 Alcoholes: 343, 353, 365  
 Alcoholes deshidrogenados: 358  
 Alcoholes polivalentes: 355  
 Alcoholes polivalentes (nomenclatura de los—): 355  
 Alcoholes superiores: 369  
 Alcoholes (clasificación de los—): 354  
 Alcoholes (nomenclatura de los—): 358  
 Aldehído fórmico: 359  
 Aldehído (función—): 344  
 Aldehídos: 344, 358  
 Aldehídos (nomenclatura de los—): 358  
 Aleaciones: 304, 318  
 Alfa (rayos—): 60  
 Algodón: 372  
 Alimentación de las plantas: 258, 301, 359  
 Alimentos: 223, 326, 373, 360  
 Alimentos (composición de los—): 373  
 Alimentos (conservación de los—): 223  
 Alkanos: 334  
 Alkenos: 334  
 Alkilos: 343  
 Alkinos: 335, 336  
 Almidón: 249, 258, 352, 360, 362  
 Alotropía: 235, 271, 280, 294  
 Alquimistas: 26, 32  
 Alquitrán: 368  
 Alto horno: 311  
 Alumbre: 315  
 Aluminio: 65, 315 y sigtes.  
 Aluminio (aleaciones del—): 318  
 Aluminio (compuestos del—): 316  
 Aluminotermia: 310, 316  
 Amalgama: 306  
 Amalgamación de patios (proceso de—): 305  
 Amatista: 294, 316  
 Amianto: 266  
 Amida (función—): 347  
 Amilo: 344  
 Aminas: 347  
 Aminas secundarias: 347  
 Aminas terciarias: 347  
 Aminoácido: 373  
 Amoníaco: 126, 185, 260 y sigtes., 347, 373  
 Amonio (compuestos del—): 261, 263, 326  
 Amorfo: 279  
 Amperímetro: 198  
 Análisis: 34, 52, 54  
 Análisis del agua: 121, 200  
 Análisis inmediato: 48  
 Análisis cualitativo: 54  
 Análisis cuantitativo: 54  
 Anestésico: 264, 363  
 Anfoterismo: 399  
 Anhídrido carbónico: 65, 85, 120, 121, 136, 158, 159, 258, 286 y sigtes., 298  
 Anhídrido sulfúrico: 244  
 Anhídrido sulfuroso: 101, 237, 238, 244  
 Anhídridos: 84, 87, 401  
 Anhídridos de ácido: 84  
 Anhídridos de base: 86  
 Animales: 374  
 Aniones: 103, 198  
 Anodo: 193, 197  
 Anticloro: 220  
 Anticongelante: 357  
 Antimonio (trisulfuro—): 273  
 Antiséptico: 229, 359  
 Antracita: 279  
 Apagado de cal: 309  
 Aparato de Kipp: 132  
 Arabes (la química y los—): 26  
 Arcilla: 294, 310, 315  
 Arena: 294  
 Arena petrolífera: 339  
 Arena sílica: 295  
 Arenas auríferas: 306  
 Arenisca: 340  
 Argentífero: 305  
 Argentita: 305  
 Argón: 159

Arrhenius (teoría de—): 197 y sigtes.  
 Arsénico: 274 y sigtes.  
 Arsina: 274  
 Asbesto o amianto: 266, 295  
 Asfalto: 341  
 Astrología: 32  
 Atmósfera: 136  
 Atómica (teoría—): 26, 34 y sigtes.  
 Atomicidad: 76  
 Atómico (número—): 41, 55, 56  
 Atómico (peso—): 37, 56, 164, 165  
 Atómicos (tabla de pesos—): 56  
 Atomo gramo: 168  
 Atomo de hidrógeno: 39, 164, 165  
 Atomos: 34, 165  
 Atomos (desintegración de los—): 61  
 Atomos (estructura de los—): 36, 38, 72  
 Autógena (soldadura): 122  
 Avogadro: 27  
 Avogrado (hipótesis de—): 166, 167  
 Azoc (véase nitrógeno)  
 Azúcar: 258, 372  
 Azúcar de uva: 351  
 Azufre: 65, 77, 99, 128, 235 y sigtes., 269, 339  
 Azufre amorfo: 235  
 Azufre monoclinico: 235  
 Azufre plástico: 235  
 Azufre rómico: 235  
 Azufre (dióxido de—): 101, 237, 238  
 Azufre (usos del—): 237 y sigtes.  
 Bacterias nitrificantes: 259  
 Bacterias oxidantes: 367  
 Bakelita: 359, 384  
 Balanceo de ecuaciones: 186 y sigtes., 207 y sigtes., 425 y sigtes.  
 Balanza: 64  
 Balata: 296  
 Baño de María: 224  
 Barrio: 185, 308, 323, 391  
 Barnices: 341, 357, 367  
 Bases: 94, 100, 139, 176, 191, 192  
 Bases débiles y bases fuertes: 203 y sigtes.  
 Bases (peso equivalente de las—): 191, 192  
 Basicidad de los ácidos: 105  
 Basicidad o alcalinidad: 106, 178  
 Batería: 193  
 Bauxita: 309  
 Bebidas alcohólicas: 351  
 Bebidas gaseosas: 286, 288  
 Becquerel: 59  
 Benceno: 326, 328, 335, 359, 368  
 Bencina: 335  
 Beneficio de minerales: 310  
 Benzol: 335  
 Berthollet (método de—): 228  
 Berthollet (regla de—): 111  
 Berzelius: 33  
 Beta (rayos—): 60  
 Bicarbonato de calcio: 149, 152, 291  
 Bicarbonato de sodio ("Carbonato"): 106, 289, 290  
 Bicarbonatos: 149, 290  
 Bicarbonatos en el agua: 149  
 Bióxido de manganeso: 120  
 Bismuto: 392  
 Bisulfito de calcio: 239  
 Blanqueo: 220, 226, 239  
 Blanqueo de fibras: 142, 220, 225, 226, 239  
 Bobina de inducción: 54  
 Boissaudran: 338  
 Brillo metálico: 301  
 Brillo no metálico: 301  
 Bromo: 226 y sigtes., 227 y sigtes.  
 Bromoacetona: 362  
 Bromuro de plata: 230  
 Bromuro de potasio: 231  
 Bromuros: 230  
 Burdeos (mezcla de—): 305  
 Bronce: 319  
 B-Stoff: 362  
 Buna: 384  
 Bunsen (mechero de—): 62  
 Bureta: 153  
 Butanal: 344  
 Butano: 328, 329  
 Butanoico: 346  
 Butanol: 343  
 Butanona: 345  
 Cadenas abiertas: 326, 329 y sigtes.  
 Cadenas aborescentes: 331  
 Cadenas de carbonos: 328  
 Cadenas cerradas: 335  
 Cadenas lineales: 329  
 Cadenas de moléculas: 374  
 Cal apagada: 99, 298, 308  
 Cal clorada: 223  
 Cal viva: 99, 308  
 Cal (agua de—): 99, 100, 298  
 Cal (cloruro de—): 220, 223  
 Cal (piedra de—): 308  
 Calcio: 294, 308 y sigtes., 376  
 Calcocita: 304, 309  
 Calcopirita: 304, 311  
 Cálculo de coeficientes: 186, 207  
 Cálculos estequiométricos: 181 y sigtes., 415 y sigtes.

- Cálculos químicos: 181, 186  
 Caliche: 269  
 Caliza (piedra—): 286, 287, 308, 311  
 Calor específico: 17  
 Calores de combustión (tabla de—): 18  
 Calores específicos (tabla de—): 17  
 Caloría pequeña: 138  
 Calorías en la alimentación: 376  
 Cámaras de plomo (proceso de las—): 245  
 Cambios de estado: 45  
 Cambios físicos: 42, 43  
 Cambios de la materia: 42  
 Cambios químicos: 42, 43  
 Campos petrolíferos: 340  
 Caparrosa o sulfato cúprico: 247  
 Capas electrónicas: 37, 41  
 Carbinol: 343, 355  
 Carbohidratos: 372  
 Carbón: 279  
 Carbón animal: 281  
 Carbón artificial: 280  
 Carbón y carbones: 368  
 Carbón mineral: 280  
 Carbón vegetal o de madera: 282, 285, 368  
 Carbonatación de refrescos: 288  
 Carbonato ácido de sodio: 106  
 Carbonato de calcio: 149, 291, 309  
 Carbonato de hidrógeno y sodio: 106  
 Carbonato medicinal: 106, 290  
 Carbonato de sodio: 65, 154  
 Carbonato de sodio industrial ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ): 149, 246  
 Carbonatos: 286  
 Carbones naturales: 279  
 Carbonización: 282, 368  
 Carbonización artificial: 282  
 Carbonización natural: 279  
 Carbono: 279 y sigtes.  
 Carbono amorfo: 281  
 Carbono doce: 38  
 Carbono (ciclo del—): 159  
 Carbono (dióxido de—): véase anhídrido carbónico  
 Carbono (monóxido de—): 125, 291, 292  
 Carbono (química del—): 325  
 Carbono (sulfuro de—): véase disulfuro de carbono  
 Carbonos intermedios: 354  
 Carbono terminales: 354  
 Carbóndum: 295  
 Carboxilo (radical—): 346, 366  
 Carburo de silicio: 295  
 Cargas eléctricas: 201  
 Carros tanques: 340  
 Caseína: 374  
 Catálisis: 128, 244  
 Catalizador negativo: 123, 141  
 Catalizadores: 123, 128, 200, 359  
 Cationes: 103, 198, 199, 201, 301  
 Cátodo: 193, 197  
 Caucho: 237  
 Causa y efecto: 24  
 Cavernas: 291, 340  
 Celestita: 309  
 Celofán: 384  
 Celsius (grados—): 138  
 Células: 375  
 Celuloide: 384  
 Celulosa: 258, 360, 372  
 Ceniza: 307  
 Ceras: 369  
 Cerillos: 229, 237, 273  
 Cetonas: 344, 360  
 Cetonas (nomenclatura de—): 360  
 Cianamida de calcio: 260  
 Cianuración (proceso de—): 306  
 Cianuros: 306  
 Ciclica (serie—): 326, 328  
 Ciclo biológico del nitrógeno: 258, 259  
 Ciclo del carbono: 159  
 Cierre de un circuito: 194  
 Cinc (véase zinc)  
 Clasificación de los compuestos orgánicos: 326 y sigtes.  
 Clasificación de los elementos: 28, 55, 390 y sigtes.  
 Clasificación de la materia: 53  
 Clasificación de los óxidos: 84 y sigtes.  
 Clasificación periódica de los elementos: 39, 55 y sigtes., 285 y sigtes., 390  
 Cloración del agua: 137  
 Clorato de potasio: 128, 228, 273  
 Cloro: 74, 180, 137, 164, 193, 217 y sigtes., 226, 353  
 Cloro usado como germicida: 137  
 Clorofila: 258, 359, 374  
 Cloroformo: 338  
 Cloruro de amonio: 261, 263, 264, 276  
 Cloruro de bario: 185  
 Cloruro de cal: 220, 223  
 Cloruro férrico: 211  
 Cloruro de hidrógeno: 164, 221  
 Cloruro de metilo: 353  
 Cloruro de plata: 305  
 Cloruro de sodio: 39, 76, 80, 201, 206, 211, 221, 307  
 Cloruros: 80, 301  
 Coagulación: 374  
 Cobalto: 393  
 Cobalto (vidrio de—): 322  
 Cobre: 86, 304, 305, 323  
 Coeficiente de solubilidad: 146, 152  
 Coloides: 374  
 Coloración de la flama: 322, 323  
 Colorantes: 231, 245, 359  
 Combinación por covalencia: 82, 83  
 Combinación por electrovalencia: 80 y sigtes.  
 Combinaciones volumétricas: 173 y sigtes.  
 Comburentes: 129, 134  
 Combustibles: 117, 125, 134, 282, 290  
 Combustión: 45, 117, 118, 287, 292  
 Combustión (calor de—): 18  
 Composición del agua: 54, 121, 143, 165  
 Composición centesimal: 172  
 Composición porcentual: 171, 172  
 Compuestos: 27, 48, 53, 165, 198, 201  
 Compuestos ácidos: 326, 328  
 Compuestos del amonio: 263  
 Compuestos aromáticos: 326, 337  
 Compuestos del carbono: 121, 327  
 Compuestos cíclicos: 326, 328  
 Compuestos hidratados: 272  
 Compuestos iónicos: 200, 201, 391  
 Compuestos nitrogenados: 259  
 Compuestos y mezclas: 48  
 Compuestos no polares o covalentes: 83, 221, 283  
 Compuestos orgánicos: 235, 280  
 Concentración: 8, 152  
 Concentración de iones: 176  
 Concentración de iones de hidrógeno: 176  
 Concentrada (solución—): 146, 152  
 Condensación: 45, 51, 135  
 Condiciones normales de un gas: 169  
 Conducción del calor: 138, 301, 304, 318  
 Conducción de la electricidad: 301, 304, 318  
 Conductividad calorífica: 138  
 Conductividad calorífica (tabla de valores—): 18  
 Configuración estable: 81  
 Congelación del agua: 138  
 Conservación de alimentos: 223  
 Conservación de la masa (ley de la—): 185, 188  
 Conservación de la materia: 27, 185, 188  
 Conservación de la materia y de la energía: 60  
 Conservas alimenticias: 314  
 Constituyente: 53  
 Contacto (proceso de—): 244, 351  
 Coordinado (enlace—): 184  
 Coque: 282, 285, 287, 311  
 Coquizar: 285  
 Corriente eléctrica: 121, 193  
 Corrosión: 319  
 Cortado de tubos: 29  
 Corteza terrestre: 117, 294  
 Corundo: 316  
 Cosméticos: 356  
 Covalencia: 82, 283, 392  
 Creta: 308  
 Crisol: 251, 295, 308  
 Cristal de roca: 294  
 Cristales: 46, 144  
 Cristales hidratados: 24  
 Cristalización: 45, 107, 151, 202, 309  
 Cristalización (agua de—): 309  
 Cristizador: 144  
 Cromo: 319  
 Cuarzo: 294  
 Cuba electrolítica: 194  
 Cuba hidroneumática: 127, 151, 157  
 Cucharilla de fósforo o de ignición: 128  
 Cuero: 359  
 Cuerpo humano: 117, 160, 273  
 Cuerpos compuestos: 38, 48  
 Cuerpos simples: 27, 48  
 Cuevas: 291  
 Dalton: 27, 32, 34  
 Dalton (teoría atómica de—): 34  
 Decantación: 50  
 Decoloración de líquidos: 285  
 Decoloración de telas: 225  
 Decolorantes: 225, 252  
 Definidas (proporciones—, ley de las—): 49, 216  
 Delicuescencia: 263, 269  
 Demócrito: 26  
 Densidad: 45, 128, 302  
 Densidad del agua: 118  
 Densidad de los gases: 134, 169  
 Densidad del hidrógeno: 169  
 Densidad de los metales: 302  
 Densidad relativa: 118  
 Densidades (tabla de—): 17  
 Desalojamiento (llenado por—): 162, 299  
 Desalojamiento (reacciones de—): 162, 195, 199, 307  
 Desalojamiento del hidrógeno: 302  
 Descarburar: 313  
 Descarga eléctrica: 257  
 Descomposición: 45, 54, 61, 263, 370  
 Descomposición del agua: 54, 199, 200  
 Descomposición de materias orgánicas: 239  
 Deseccador: 244



Decoloración de líquidos: 285  
 Decoloración de telas: 225  
 Decolorantes: 225, 252  
 Definidas (proporciones—, ley de las—): 49, 216  
 Deliquesencia: 263, 269  
 Demócrito: 26  
 Densidad: 45, 128, 302  
 Densidad del agua: 118  
 Densidad de los gases: 133, 169  
 Densidad del hidrógeno: 169  
 Densidad de los metales: 302  
 Densidad relativa: 128  
 Densidad (tabla de—): 17  
 Desalojamiento (llenado por—): 162, 299  
 Desalojamiento (reacciones de—): 162, 195, 199, 270, 307  
 Desalojamiento del hidrógeno: 302  
 Descarburar: 313  
 Descarga eléctrica: 257  
 Descomposición: 45, 54, 61, 263, 264, 370  
 Descomposición del agua: 54, 61, 199  
 Descomposición de materias orgánicas: 239  
 Desecador: 243  
 Deshidratantes: 247, 272  
 Desinfectantes: 142, 239, 285  
 Desintegración de los átomos: 61  
 Desnaturalizado (alcohol—): 356  
 Destilación: 51, 281  
 Destilación fraccionada: 121, 340, 353  
 Destilación de la hulla: 282, 368  
 Destilación de la madera: 282, 367, 368  
 Destilación del petróleo: 390  
 Destilación seca o destructiva: 281, 368  
 Destilado: 51  
 Detergentes: 356, 371  
 Deuterio: 59, 142  
 Diamante: 279, 316  
 Diamante artificial: 284  
 Diatómicos (gases—): 166  
 Diháxico: 290  
 Diesel: 341  
 Dieta balanceada: 375  
 Dietética: 375  
 Dilatación: 135, 138  
 Dilatación del agua: 138  
 Dilatación del aire: 120  
 Diluir una solución: 144, 194  
 Dióxido de azufre: 237, 241, 270  
 Dióxido de carbono (gase anhidrido carbónico)  
 Dióxido de manganeso: 128, 219, 249  
 Dióxido de silicio: 291  
 Disacáridos: 372  
 Disociación electrolítica: 197, 198  
 Disolución: 139, 144  
 Disolvente: 139, 152, 228, 262, 340, 356, 360, 362  
 Disulfuro de carbono: 68, 69, 234, 250, 271, 284  
 Dobereimer ley: 387  
 Doblado de vidrio: 29  
 Doble ligadura (hidrocarburos de—): 333  
 Domo: 237  
 Dosificar: 137  
 Ductilidad: 72, 301, 304, 314, 315  
 Dulux: 384  
 Duraluminio: 316, 319  
 Dureza del acero: 318  
 Dureza de las aguas: 138, 143  
 Dureza de los cuerpos: 65  
 Dureza permanente o de no carbonatos: 149  
 Dureza temporal o de carbonatos: 149 y sigtes.  
 Ebullición: 18, 44, 46, 148, 340  
 Ecuación iónica: 200  
 Ecuación de ionización: 200  
 Ecuación química: 186, 432 y sigtes.  
 Ecuaciones (balanceo de—): 207, 425 y sigtes.  
 Efecto fotoquímico: 230  
 Ekaaluminio: 388  
 Eboro: 388  
 Ekaasilicio: 388  
 Electrodo: 193  
 Electrólisis: 54, 121, 124, 193, 197, 219, 301, 307, 310, 318  
 Electrólisis del agua: 121, 200  
 Electrólisis del cloruro de sodio: 219  
 Electrolito: 121, 193  
 Electromotriz (serie—): 196, 302  
 Electrón: 37, 40, 41, 78, 79  
 Electronegativos (elementos—): 196, 205, 206, 392  
 Electrones en la oxidación y reducción: 206, 393  
 Electrones planetarios: 37, 39, 41  
 Electrones de valencia: 37, 78, 303  
 Electrónica (teoría de la materia—): 78, 392  
 Electropositivos (elementos—): 196, 205, 391  
 Electroquímica (serie—): 196, 302  
 Electroquímicos (tabla de equivalentes—): 18

Electrovalencia: 80  
 Elemento electroquímico: 196  
 Elemento químico: 27  
 Elementos: 28, 32, 34, 53, 55, 58  
 Elementos alcalino-térreos: 308, 309  
 Elementos alcalinos: 307  
 Elementos y compuestos: 48  
 Elementos electronegativos: 196, 205, 206  
 Elementos electropositivos: 196, 205  
 Elementos del grupo cero: 79, 393  
 Elementos inertes: 79, 393  
 Elementos no metales: 71, 72, 80, 393  
 Elementos nulivalentes: 79, 393  
 Elementos de transición: 393, 394  
 Elementos (clasificación de los—): 55, 390  
 Elementos (concepto moderno de los—): 55  
 Elementos (notación moderna de los—): 32, 33  
 Embudo separador: 51  
 Emulsificación: 148  
 Emulsión asfáltica: 341  
 Emulsiones: 148, 372  
 Energía: 21, 31  
 Energía atómica: 36  
 Energía calorífica: 47, 31  
 Energía cinética o de movimiento: 46  
 Energía del cuerpo humano: 375  
 Energía nuclear: 31, 36, 37  
 Energía química: 73, 200  
 Energía radiante: 31  
 Energía solar: 359  
 Energía y sus transformaciones: 31  
 Enlace o valencia: 74  
 Enlace coordinado: 84  
 Enlace no polar: 83  
 Enlaces del carbono: 329  
 Enlaces covalentes: 83, 221  
 Enlaces dobles: 333  
 Enlaces electrovalentes: 80  
 Enlaces iónicos: 80 y sigtes.  
 Enlaces sencillos: 328  
 Enlaces triples: 335  
 Equivalente químico: 160 y sigtes.  
 Equivalentes electroquímicos (tabla de—): 18  
 Eras geológicas: 280  
 Escoria: 313  
 Esencia de trementina: 368  
 Esmeralda: 316  
 Esmeril: 295, 316  
 Espato fluor: 254  
 Espejos: 318  
 Espíritu de vino: 353  
 Espuma: 148  
 Esqueletos de la química del carbono: 227 y sigtes.  
 Estado nativo o estado libre: 234, 303 y sigtes.  
 Estados de la materia: 43, 44, 45  
 Estalactitas y estalagmitas: 291  
 Estaño: 314, 319  
 Estequiometría: 181 y sigtes., 415 y sigtes.  
 Estequiométricos (cálculos—): 181 y sigtes., 415 y sigtes.  
 Ester (función—): 346  
 Esteres: 353, 365, 369  
 Esterificación: 365  
 Esterilización del agua: 136, 137, 221  
 Esterilizar: 221  
 Estiércol: 260  
 Estradiol: 378  
 Estroncio: 322  
 Estructura atómica: 36, 78  
 Estructura electrónica: 78  
 Estructura estable: 79  
 Estructurales (fórmulas—): 77, 329  
 Etano: 326, 354  
 Etanoato de etilo: 365  
 Etanoico: 346, 365  
 Etanol: 343, 352, 353  
 Eteno: 333  
 Eter etílico o éter sulfúrico: 362, 363  
 Eter (función—): 345  
 Eteres: 345, 362  
 Eteres mixtos (obtención de—): 364  
 Etilamina: 347  
 Etileno: 333  
 Etilico (alcohol—): 343, 352, 353  
 Etilico (éter—): 362  
 Etilo: 343  
 Etino: 335, 336  
 Evaporación: 46, 160  
 Exotérmicas (reacciones—): 283, 308  
 Experimentos: 22  
 Explosivos: 229, 264, 269, 365  
 Exposición de una película: 217  
 Extinguidores de incendio: 289  
 Extracción del petróleo: 399  
 Exudación: 160  
 Factores bios: 375  
 Familias de elementos: 390  
 Familia del aluminio: 391  
 Familia del carbono: 392  
 Familia del nitrógeno: 392  
 Familia del oxígeno-azufre: 392





- Latón: 319  
 Lavoisier, 121, 185, 186  
 Lavoisier (ley de -): 185, 188  
 Lechada de cal: 99  
 Leche: 374, 377, 378  
 Leguminosas: 160, 258  
 Lejía: 371  
 Levaduras: 352  
 Ley de la conservación de la materia: 185, 188  
 Ley de Dalton: 34, 163  
 Ley de Döbereiner: 387  
 Ley de Gay-Lussac: 173  
 Ley de Gay-Lussac de los volúmenes: 173, 420  
 Ley de Lavoisier: 185, 188  
 Ley periódica: 39, 55, 78, 302, 390 y sigtes.  
 Ley de las proporciones definidas o constantes: 49, 163  
 Ley de Proust: 49, 50  
 Ley de los volúmenes de combinación: 173  
 Leyes e hipótesis: 23  
 Leyes de los gases: 173  
 Leyes naturales: 23  
 Licuefacción: 45, 238, 262  
 Lienito: 280, 285  
 Lija: 295  
 Limonita: 311  
 Limpiado de metales: 223, 245, 263  
 Limpiador (líquido -): 262  
 Limpiadores: 372  
 Linfa: 377  
 Lingote: 313  
 Lípidos: 369 y sigtes.  
 Liposolubles (vitaminas-): 379  
 Líquido limpiador: 262  
 Líquido revelador: 230  
 Líquidos: 45 y sigtes.  
 Líquidos (densidades de -): 17  
 Litio: 55, 307  
 Lubrificantes: 281, 341  
 Lucita: 384  
 Lucrecio: 26  
 Lutita: 339  
 Llana: 128, 132, 322  
 Madera: 282, 285  
 Madera (destilación de la -): 282  
 Magnesio: 162, 294, 303, 319  
 Magnetita: 311  
 Maleabilidad: 72, 301, 304, 315  
 Maltasa: 332  
 Manantiales: 137  
 Manantiales ferruginosos: 136  
 Manantiales sulfurosos: 136, 139  
 Manejo de la tabla periódica de los elementos: 396 y sigtes.  
 Manchas de grasa: 370  
 Manganesa: 224  
 Manganeso: 319  
 Manteca: 369, 370  
 Mantequilla: 378  
 Marco de pesas: 64  
 Mármol: 308  
 Martonita: 362  
 Masa: 289  
 Masa atómica: 2, 38 y sigtes.  
 Masa de los cuerpos: 36  
 Masa de los electrones: 39  
 Masa específica: 44, 169  
 Masa molecular: 168, 183, 191, 192, 415  
 Masa molecular gramo: 169, 190  
 Masa de pan: 353  
 Máscaras contra gases: 285  
 Materia: 21, 31  
 Materia y energía: 31  
 Materia heterogénea: 32, 48  
 Materia homogénea: 32, 48  
 Materia (conservación de la -): 27, 185  
 Materia (estructura de la -): 36, 78  
 Mechero de Bunsen: 30  
 Medicamentos: 273, 275, 371  
 Medidas de seguridad: 19  
 Menas: 310  
 Mendeleieff: 28, 55, 385  
 Mendeleieff (clasificación de-): 55, 388, 390 y sigtes.  
 Mercurio: 52, 306  
 Metal blanco: 318  
 Metales: 26, 53, 72, 301 y sigtes.  
 Metales alcalinos: 307 y sigtes., 391  
 Metales alcalino-térreos: 308 y sigtes., 323, 391  
 Metales libres: 303  
 Metales ligeros: 399  
 Metales pesados: 399  
 Metales (clasificación de los -): 302 y sigtes., 391  
 Metales (color-): 301  
 Metalurgia: 284, 310 y sigtes.  
 Metanol: 359, 360, 372  
 Metanopala: 347  
 Metano: 353  
 Metanoico: 366  
 Metanol: 343, 346, 353, 366, 381  
 Metilamina: 347  
 Metílico (alcohol-): 343, 344, 353, 356  
 Metilo: 344

- Metilpropano: 311  
 Método de contacto: 244, 351  
 Mezcla de Burdeos: 305  
 Mezcla detonante: 133  
 Mezclas: 27, 48, 53  
 Mezclas: 27, 48, 53  
 Mica: 295  
 Microorganismos: 136  
 Microscopio electrónico: 35  
 Minas: 310  
 Mineral concentrado: 305  
 Minerales: 309, 375  
 Minerales (aguas-): 136  
 Minerales en los alimentos: 376  
 Minería: 309  
 Moissan: 285  
 Mol: 168, 184, 419  
 Molécula gramo: 168  
 Molecular (fórmula-): 169, 185  
 Moléculas: 27, 35, 46, 74, 82, 165, 174  
 Moléculas gigantes: 374  
 Monocloro benceno: 338  
 Monosacáridos: 372  
 Monóxido de carbono: 125, 292 y sigtes.  
 Mordiente: 317  
 Mortero de cal: 309  
 Municiones: 275  
 Nacionalización del petróleo: 341  
 Naftalina: 381  
 Nativo (estado -): 235, 304 y sigtes.  
 Negativo en fotografía: 231  
 Negro de humo: 281, 285  
 Neutralización: 105, 191, 202  
 Neutralización de un cuerpo electrizado: 195  
 Neutralización de los iones: 199 y sigtes.  
 Neutro: 176  
 Neutrones: 28, 39, 58  
 Newland: 385  
 Newland (ley -): 387  
 Nieve carbónica: 289  
 Nikon: 388  
 Niquel: 319  
 Nitrato de amonio: 263  
 Nitrato de plata: 65, 318  
 Nitrato de potasio: 266, 269  
 Nitrato de sodio: 257, 260, 267, 269  
 Nitratos: 269  
 Nitrificantes (bacterias -): 259  
 Nitratos: 265  
 Nitro: 269  
 Nitro de Chile: 269, 309  
 Nitrógeno: 158, 54 y sigtes.  
 Nitrógeno (ciclo del -): 258, 260  
 Nitroglicerina: 365  
 Niveles de energía: 38, 78, 394 y sigtes.  
 No metales: 53, 72, 393  
 Nomenclatura: 84 y sigtes., 401 y sigtes.  
 Nomenclatura de ácidos: 89, 366 y sigtes.  
 Nomenclatura de ácidos orgánicos: 414  
 Nomenclatura de alcoholes: 353, 354, 356  
 Nomenclatura de alcoholes polivalentes: 412  
 Nomenclatura de aldehídos: 358, 413  
 Nomenclatura de alcanos: 330  
 Nomenclatura de alkenos: 334, 441  
 Nomenclatura de alquilos: 344  
 Nomenclatura de alquinos: 336, 412  
 Nomenclatura de anhídridos: 84  
 Nomenclatura de bases: 94  
 Nomenclatura de bases inorgánicas: 406  
 Nomenclatura de acetonas: 360, 413  
 Nomenclatura de elementos: 55, 390 y sigtes.  
 Nomenclatura de ésteres: 364  
 Nomenclatura de éteres: 4, 362  
 Nomenclatura de hidrocarburos: 329 y sigtes.  
 Nomenclatura inorgánica: 401 y sigtes.  
 Nomenclatura orgánica: 410 y sigtes.  
 Nomenclatura de óxidos: 86 y sigtes.  
 Nomenclatura de radicales: 410  
 Nomenclatura de sales: 108  
 Nomenclatura de sales inorgánicas: 409  
 Nomenclatura de sales orgánicas: 367  
 Normal (solución-): 177, 203  
 Normalización de volúmenes: 421  
 Notación química: 33  
 Núcleo atómico: 37, 41  
 Nucleones: 58  
 Nulivalentes (elementos -): 79  
 Número atómico: 55, 390 y sigtes.  
 Número de combinación: 71  
 Número de masa: 58  
 Nylon: 384  
 Odontología: 317  
 Olefinas: 333, 334  
 Olefinas cíclicas: 335  
 Oleoductos: 340  
 Oleum: 245  
 Oligoelementos: 376  
 Opalo: 294  
 Orbital: 396  
 Origen del petróleo: 339  
 Orin: 311  
 Oro: 221, 303, 317 y sigtes.  
 Oxácidos: 88, 405  
 Oxidación (soplete -): 132

Oxidril: 83, 94, 121, 200, 203, 343  
 Oxiacetilénico (isoplete-): 122  
 Oxidación: 117, 124, 203, 303, 391, 425 y sigtes.  
 Oxidación bacteriana: 336  
 Oxidación del hierro: 311  
 Oxidación de los metales: 303, 391  
 Oxidación y reducción: 203, 207  
 Oxidantes (agentes—): 124, 205, 266, 269  
 Óxido de aluminio: 316  
 Óxido de calcio: 277, 309  
 Óxido cúprico: 204  
 Óxido férrico: 309  
 Óxido hidratado: 311  
 Óxido mercurio: 52  
 Óxido nítrico: 268  
 Óxido nitroso: 264, 268  
 Óxidos: 66, 84, 118, 202, 310  
 Óxidos ácidos: 85, 119  
 Óxidos básicos: 86, 119, 202, 403  
 Óxidos de carbono: 286 y sigtes.  
 Óxidos metálicos: 202, 309  
 Óxidos (nomenclatura de—): 84, 401 y sigtes.  
 Oxigenación: 203  
 Oxígeno: 117, 159 y sigtes.  
 Oxígeno líquido: 119  
 Oxígeno (usos del—): 122  
 Oxonio: 80, 83, 89, 176, 199

Palastro: 315  
 Pan (fabricación del—): 289, 353  
 Panes de oro: 317  
 Papel de tornasol: 99  
 Parafina: 341  
 Parafinas: 330  
 Parathormona: 379  
 Partículas electrizadas: 103  
 Patios (beneficio de la plata): 305  
 Patógeno: 136  
 Pauli, W.: 396  
 Pauling, Linus: 25  
 Pegamento: 295  
 Película: 372  
 Película fotográfica: 230, 384  
 Penetración de las radiaciones: 60  
 Pentóxido de arsénico: 274  
 Pentóxido de fósforo: 272  
 Pentóxido de vanadio: 244  
 Pepsina: 353  
 Perclorato de potasio: 229  
 Pérdida de electrones: 204, 391  
 Perfumes y esencias: 365  
 Períodos de la clasificación de los elementos: 390 y sigtes.

Permanganato de potasio: 219  
 Peróxido de hidrógeno: 141  
 Peróxido de sodio: 120  
 Peróxidos: 87, 404  
 Pesadas: 64  
 Peso atómico: 38, 56, 164, 165  
 Peso de los átomos: 36  
 Peso de los cuerpos: 37  
 Peso equivalente: 190  
 Peso equivalente de un ácido: 190  
 Peso equivalente de una base: 191  
 Peso específico: 44  
 Peso molecular: 38, 56, 164, 415 y sigtes.  
 Peso relativo: 164  
 Pesos atómicos internacionales: 2  
 Petróleo: 339 y sigtes.  
 Petróleo crudo: 340, 342  
 Petróleo diáfano: 341  
 Petróleo mexicano: 341  
 Petróleo (origen del—): 339  
 pH: 176 y sigtes.  
 Piedra de amolar: 295  
 Piedra caliza: 308  
 "Piedra infernal": 65  
 Pigmento: 247  
 Pila: 263  
 Pilas secas: 263  
 Pinturas anticorrosivas: 281  
 Piridina: 356  
 Pirita: 238, 311  
 Pirogenación: 366  
 Pirotecnia: 230  
 Placeres: 306  
 Planchuela: 315  
 Plantas (formación de oxígeno por las—): 121, 122, 290  
 Plásticos: 384  
 Plata: 303, 305, 306, 318, 319  
 Plata alemana: 319  
 Plata (sales de—): 230  
 Platino: 244, 322  
 Plexiglás: 384  
 Plombagina: 279  
 Plomo: 138, 392  
 Plomo (cámaras de—): 245  
 Plomo para tuberías: 138  
 Poder de combinación: 73  
 Polialcoholes: 355  
 Poliatómico (ion—): 102  
 Polihalogenados (compuestos—): 338  
 Polimería: 359  
 Polimerización: 359, 372  
 Polisacáridos: 372  
 Polivalentes (alcoholes—): 355  
 Polonio: 60

Polvero de blanquear: 223  
 Pólvora negra: 237, 269  
 Polvos de hornear: 274, 288, 289  
 Positiva en fotografía: 230  
 Postulado: 164  
 Potabilización del agua: 136, 221  
 Potasa cáustica: 99, 307, 371  
 Potasio: 119, 127, 230, 273, 322  
 Potasio (clorato de—): 127, 229  
 Potasio (llama de—): 323  
 Potencia calorífica: 282  
 Potencial de hidrógeno: 176 y sigtes.  
 Pozos de petróleo: 339  
 Precipitados: 66, 149  
 Presión atmosférica: 277  
 Presión de un gas: 118, 166  
 Presión normal: 118, 421  
 Presión de vapor: 17  
 Priestley: 121  
 Principio de la conservación de la materia: 27  
 Principio de Lavoisier: 121, 185 y sigtes.  
 Problemas químicos: 163 y sigtes., 190, 415 y sigtes.  
 Procesos vitales: 122  
 Productos farmacéuticos: 357  
 Productos nitrogenados: 259  
 Progesterona: 379  
 Propanal: 344  
 Propano: 283, 327  
 Propanoico: 346  
 Propanol: 343  
 Propanona: 345, 361  
 Propanotriol: 356, 369, 370  
 Propiedades físicas: 43, 66  
 Propiedades fisiológicas: 43  
 Propiedades organolépticas: 43  
 Propiedades químicas: 45, 66  
 Proporciones constantes o definidas (ley de las—): 49, 50, 163  
 Proporciones en matemáticas: 50  
 Proteicos (alimentos—): 375  
 Proteínas: 374  
 Protidos: 373  
 Protón: 37, 41  
 Protoplasma: 374  
 Proust (ley de—): 49  
 Pulmones: 158  
 Punto de ebullición: 18, 341  
 Punto de fusión: 45  
 Punto de ignición: 118  
 Punto de inflamación: 118  
 Punto de solidificación: 45  
 Puntos fijos del termómetro: 139  
 Puntos de fusión (tabla de—): 17

Purificación del agua: 135, 136  
 Putrefacción: 259, 353

Queratina: 374  
 Quilate: 317  
 Química: 21, 25  
 Química del carbono: 325  
 Química y física: 42  
 Química inorgánica: 325  
 Química orgánica: 325  
 Química (división de la—): 325

Raciones dietéticas: 375  
 Radiaciones de los cuerpos radiactivos: 60  
 Radiactividad: 28, 56  
 Radical: 407  
 Radical ácido: 203, 346  
 Radical amino: 373  
 Radical carboxilo: 373  
 Radical sulfato: 108 y sigtes.  
 Radicales: 102 y sigtes., 328, 336  
 Radicales alcohólicos: 364  
 Radicales alquílicos: 364  
 Radicales (valencias de los—): 328, 335  
 Radicales (nomenclatura de los—): 330  
 Radicales orgánicos: 330  
 Radio: 56  
 Rayado para probar la dureza: 65  
 Rayón: 367  
 Rayos alfa: 60  
 Rayos beta: 60  
 Rayos gamma: 60  
 Rayos X: 60  
 Reacción ácida: 212, 277  
 Reacción básica o alcalina: 212, 334  
 Reacción exotérmica: 238, 308  
 Reacción de neutralización: 105, 191  
 Reacción xantoproteica: 269  
 Reacciones: 44, 54, 66, 88, 189, 303  
 Reacciones con catalizadores: 123, 200, 359  
 Reacciones de desalojamiento: 108, 163, 196  
 Reacciones de intercambio: 265  
 Reacciones de oxidación-reducción: 203, 207  
 Reacciones químicas: 44, 66, 432 y sigtes.  
 Reacciones reversibles: 370  
 Reacciones de sustitución: 203, 435  
 Reactivo: 100  
 Reducción: 124, 161, 216, 238, 310 y siguientes, 425  
 Reducción y oxidación: 203, 207 y sigtes., 425

- Reductor (agente—): 124, 205, 216, 238, 285, 307, 425  
 Refinación electrolítica: 304  
 Refinación del petróleo: 340  
 Refracción de la luz: 281  
 Refractario: 311  
 Refrigeración: 238, 262, 289, 338  
 Relación en matemáticas: 167  
 Remy, H.: 396  
 Residuos halogénicos: 407  
 Resina: 363  
 Resistencias específicas (tabla de—): 18  
 Respiración: 122, 157, 159, 286, 292  
 Retardador: 123  
 Retorta: 223, 266, 267  
 Revelado de películas: 230  
 Reversible (reacción—): 370  
 Rocas: 294  
 Rubi: 316  
 Rutherford, E.: 28  
 Sacarosa: 372  
 Sal (función —): 342  
 Sal ácida: 105, 108  
 Sal amoníaco: 263  
 Sal común o sal de cocina: 39, 76, 81, 202, 206, 211, 218, 222, 307  
 Sal de Glauber: 151, 247  
 Sal gema: 309  
 Sal marina: 223  
 Sales: 102, 365, 367, 409  
 Sales ácidas: 108  
 Sales y ésteres: 367  
 Sales estomacales: 290  
 Sales orgánicas: 365  
 Sales solubles: 258  
 Sales (ionización de las—): 198  
 Salinas: 222  
 Salitre: 269  
 Salitre de Chile: 269  
 Salmuera: 262  
 Sangre: 374  
 Saponificación: 370  
 Saturación: 146  
 Saturados (hidrocarburos—): 329  
 Seda artificial: 237, 367, 372  
 Seguridad en el laboratorio: 19  
 Seltz (agua de—): 287  
 Semillas (aceites de—): 371  
 Serie acídica: 328  
 Serie de actividad: 196, 302  
 Serie cíclica: 326, 328  
 Serie electromotriz: 196, 302  
 Serie electroquímica: 196, 302  
 Serie etínica: 336  
 Serie homóloga: 336  
 Serie de elementos: 390 y sigtes.  
 Series de compuestos: 328  
 Serpentin: 262  
 Siderita: 311  
 Siderurgia: 285, 311  
 Sifón (agua de—): 287  
 Silicato de magnesio: 295  
 Silicato sódico soluble: 295  
 Silice: 272, 294  
 Silicio: 294 y sigtes.  
 Símbolos de Berzelius: 33  
 Símbolos de Dalton: 32  
 Símbolos químicos: 32, 66  
 Síntesis: 34, 54  
 Síntesis del agua: 54  
 Síntesis química: 34, 54  
 Síntesis de la urea: 326  
 Sintetizar: 34, 54  
 Sistema periódico de los elementos: 385, 390  
 Sistemas coloidales: 374  
 Smithsonian: 309  
 Sobrecalentado (vapor—): 237  
 Sobresaturación: 146  
 Sodio: 151, 307, 323  
 Sodio (flama del—): 323  
 Soldadura: 122, 263, 316  
 Soldadura autógena: 122  
 Solidificación: 45, 47  
 Sólido (estado—): 46  
 Sólidos (densidades—): 17  
 Solubilidad: 45, 152  
 Solubilidad de los gases: 233, 277, 286  
 Solubilidad de las sustancias orgánicas: 381  
 Solubilidad de las vitaminas: 378  
 Solubilidad (coeficiente de—): 146  
 Solución ácida: 177  
 Solución básica: 177  
 Solución coloidal: 374  
 Solución concentrada: 146, 152, 269  
 Solución diluida: 146  
 Solución jabonosa: 153  
 Solución normal: 177, 203  
 Solución saturada: 146  
 Soluciones: 53, 139, 144 y sigtes.  
 Soluciones sobresaturadas: 146  
 Solutos: 139, 146  
 Solvado (ion—): 211  
 Solventes: 139, 146, 341, 381  
 Soplete de oxiacetileno: 122  
 Soplete oxhídrico: 122  
 Sosa: 246  
 Sosa cáustica: 99, 370

- Sublimación: 45, 51  
 Subproducto: 354  
 Sulfato de aluminio: 317  
 Sulfato de amonio: 260, 263, 267  
 Sulfato cúprico: 194, 215, 304  
 Sulfato de calcio: 239, 247  
 Sulfato ferroso: 247  
 Sulfato de potasio: 247  
 Sulfato de sodio: 246  
 Sulfatos: 108, 154, 246 y sigtes.  
 Sulhídrico (ácido—): 90, 239, 318  
 Sulfuro cuproso: 309  
 Sulfuro de fósforo: 273  
 Sulfuro de hidrógeno: 90, 239, 318  
 Sulfuro de hierro: 49, 66, 163, 253  
 Sulfuro de plata: 305  
 Sulfuros: 235, 253  
 Sulfuroso (manantial—): 136, 238  
 Superfosfato: 245, 272, 273  
 Suspensiones: 148, 340  
 Suspensiones coloidales: 374  
 Sustancias: 21, 49, 53  
 Sustancias oxidantes: 205  
 Sustancias peligrosas: 19  
 Sustancias reductoras: 206  
 Sustitución (reacciones de—): 203, 435  
 Tabla periódica: 54, 390 y sigtes.  
 Tabla de pesos atómicos: 2  
 Tejido adiposo: 369  
 Temperatura: 138  
 Temperatura Celsius: 138  
 Temperatura del cuerpo humano: 375  
 Temperatura normal: 421  
 Temperaturas elevadas: 316  
 Tenacidad: 314  
 Tensión superficial: 372  
 Tensión del vapor de agua: 17  
 Teoría: 25  
 Teoría de Arrhenius: 197 y sigtes.  
 Teoría atómica: 26, 34  
 Teoría de Avogadro: 166, 167  
 Teoría iónica: 197 y sigtes.  
 Tequesquite (ver carbonato de sodio): 65, 154, 213  
 Termal: 130  
 Terrenos (abonados de—): 260, 264, 273  
 Testosterona: 379  
 Tetracloruro de carbono: 224  
 Tiamina: 378  
 Tierra de cultivo: 260  
 Tintorería: 317  
 Tintura de tornasol: 99, 213, 277, 287  
 Tintura de yodo: 228  
 Tinturas: 367  
 Tiosulfato de sodio: 220  
 Tobera: 311  
 Topacio: 316  
 Tornasol: 99, 213, 277, 287  
 Tornear: 384  
 Tostación: 238, 311  
 Tractolina: 341  
 Transición (elementos de—): 394  
 Translúcido: 271  
 Transmutación de la materia: 28  
 Transpiración del cuerpo humano: 160  
 Trasvasado de líquidos: 133  
 Trementina: 368  
 Tricloro metano: 338  
 Trinitrato de glicerilo: 365  
 Trióxido de arsénico: 275  
 Triple ligadura (hidrocarburos de—): 335  
 Tritio: 59  
 Tubos (doblado de—): 30  
 Tungsteno (véase volframio)  
 Turba: 280, 285  
 Trisulfuro de fósforo: 273  
 Unión covalente: 83, 221, 283  
 Unión iónica: 80  
 Uniones no polares: 83, 221, 283  
 Uniones polares o por electrovalencia: 82  
 Uranio: 39, 59  
 Urea (síntesis de la—): 326  
 Valencia: 74, 78, 91, 303  
 Valencia iónica: 81  
 Valencia variable: 91  
 Valencia (cambios de—): 91  
 Valencia (concepto moderno de—): 76 y sigtes.  
 Valencia (determinación de— en compuestos): 91  
 Valencia (electrones de—): 78, 303  
 Valencia (representación de la—): 77  
 Valencia (teoría electrónica de la—): 76 y sigtes.  
 Valencias del carbono: 327 y sigtes.  
 Valencias negativas: 80 y sigtes.  
 Valencias positivas: 80 y sigtes.  
 Valencias sin usar: 334  
 Vanadio: 244  
 Vapor de agua: 17, 159  
 Vapores: 46  
 Vaporización: 45  
 Vegetales: 121, 290  
 Venenos: 272, 275  
 Verdete o verdin: 304  
 Vidrio: 47  
 Vidrio soluble: 295

Vidrio (doblado de—): 62  
 Vidrio (grabado de—): 254  
 Vinagre: 367  
 Vinilita: 384  
 Vino: 353, 366  
 Viscosidad: 47  
 Vitaminas: 375  
 Vitriolo: 243  
 Vitriolo azul: 247  
 Vitriolo verde: 247  
 Volframio o tungsteno: 126, 319  
 Voltámetro: 194  
 Volumen de la molécula gramo: 169, 418  
 Volumen molecular gramo: 168, 418  
 Volumen normal: 421  
 Vulcanización: 236

Wöhler: 326

\* Xantoproteica (reacción—): 269

Yacimientos: 285  
 Yacimientos de azufre: 235  
 Yacimientos carboníferos: 285  
 Yacimientos de hierro: 314  
 Yeso: 309, 347  
 Yeso cocido: 247  
 Yodo: 227, 228, 249  
 Yodoformo: 338

Zafiro: 316  
 Zinc: 131, 215, 303, 314, 319  
 Zonite: 229

## DIRECCION GENERAL DE SEGUNDA ENSEÑANZA

Tercer Año.

### PROGRAMA DE QUIMICA

#### OBJETIVOS GENERALES:

- 1.—Que los estudiantes de Secundaria comprendan los principios teóricos y prácticos de la Ciencia Química, aprendan a aplicarlos y, principalmente, adquieran una noción clara y precisa, completa y actualizada de esta ciencia y de la contribución que ha dado a la economía nacional y al progreso de la Humanidad.
- 2.—Crearles o fomentarles hábitos para observar, investigar e interpretar los fenómenos correctamente, así como que cultiven y perfeccionen sus habilidades y al mismo tiempo, encauzar su sentido de responsabilidad y de cooperación en el trabajo con los demás.

Este programa constituye una armazón en la cual el maestro debe colocar los hechos químicos, teóricos, descriptivos y experimentales en forma ordenada y armónica, que le permitan llevar al alumno de lo fácil a lo difícil y de lo sencillo a lo complicado, usando en moderado equilibrio los métodos de enseñanza modernos.

Para tal fin, el programa se divide en tres partes: Química Básica Inorgánica; Química Descriptiva, y Química Orgánica Básica y Descriptiva.

Consta de trece Unidades. Cada Unidad es una secuencia de la anterior y lo mismo sucede con los temas dentro de cada Unidad, pues no hasta el correcto y claro desarrollo de cada tema si no está relacionado lógicamente con el anterior y el posterior.

La Química Básica comprende las seis primeras Unidades que se suceden en un orden racional y constituyen la base conceptual para el estudio subsecuente de los elementos a la vez que proporciona los fundamentos para entender los principios químicos.

En cada Unidad figuran experimentos referentes a las partes expuestas, así como una serie de actividades que permitan al alumno desarrollar su espíritu de observación aplicando los conocimientos adquiridos.

En la Unidad I se estudian algunos conceptos fundamentales. Se hace una breve reseña histórica que muestre cómo ha evolucionado la Química, desde su nacimiento cuando el hombre sintió la necesidad de conocer las propiedades de las cosas hasta convertirse en lo que es hoy una ciencia moderna de las más importantes en la actualidad, por ser promotora o creadora de riqueza y bienestar. Se pide que se indique por qué es importante el estudio de la Química y se da como definición la más completa.

Si se define a la Química diciendo que "Es la ciencia que estudia la materia, su estructura, sus cambios o transformaciones, sus relaciones con la energía y las leyes que rigen esos cambios y esas relaciones", los siguientes temas a tratar son los relacionados con la materia y la energía, estudio que se hace en la siguiente Unidad.

En la Unidad II se pide también el estudio de la teoría atómica basada en los modelos de Rutherford y de Bohr y el concepto moderno de valencia. Se ha puesto un interés especial en el estudio de la estructura atómica por ser la clave de las propiedades de los elementos. Se introduce la teoría cuántica en perspectiva histórica mediante la clara exposición de las teorías de Rutherford y Bohr. Se desarrolla en forma elemental el concepto de nube de carga, reempes, parámetros cuánticos  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ , etc. "No debemos pasar por alto que la diferencia entre un curso «antiguo» de química y un curso «moderno» de química está en que no se desarrolle o se desarrolle aunque sea de manera elemental el concepto cuántico ondulatorio del átomo."

En la Unidad III se estudian los elementos y el simbolismo para llegar posteriormente a la Tabla Periódica, cuántica, aclarando la electronegatividad, base del estudio sistemático de la Química mineral moderna. Las relaciones periódicas y la valencia de los elementos se derivan de la estructura del átomo.

En la Unidad IV se pide el estudio de los compuestos químicos. El concepto moderno de valencia define en su primera parte a los compuestos iónicos y polares, y en la segunda parte a los compuestos covalentes. Se estudian también en esta Unidad, las Mezclas y el Análisis y la Síntesis.

En la Unidad V se estudia la representación y la nomenclatura de los compuestos químicos por funciones y según las reglas de nomenclatura química recomendada por la I.U.Q.P.A.

En la Unidad VI se estudian las reacciones químicas como procesos de descomposición o combinación de unas sustancias con otras. Su representación por ecuaciones químicas y el balanceo de éstas por el método Redox (Oxiredo).

La Química Descriptiva Inorgánica, estudia primero los elementos no metales y después los elementos metales. Comprende de la Unidad VII a la Unidad XII. Estado Natural, Propiedades Físicas, Propiedades Químicas: obtención o preparación, aplicaciones o usos.

En la Unidad VII se estudian el Oxígeno y el Hidrógeno. El estudio del agua precede al de las disoluciones el cual lleva al de la disociación electrolítica y al de los equilibrios iónicos. Se estudia además, la Alotropía.

En la Unidad VIII se estudian el Aire y el Estado Gaseoso. La Hipótesis de Avogadro, el Volumen gramo molecular, el concepto de MOL y el número de Avogadro.

En la Unidad IX se estudian los Halógenos y el Azufre.

En la Unidad X se estudian el Nitrógeno y el Fósforo.

En la Unidad XI se estudian los Carbones, el Carbono y el Silicio.

En la Unidad XII se estudian los Metales, la Metalurgia, las Aleaciones y las Amalgamas. Debe hacerse un estudio especial de la metalurgia del oro, la plata, el hierro, el aluminio, por ser México productor de dichos metales.

Los problemas y cálculos estequiométricos se dejan en las Unidades respectivas como actividades.

Estas doce Unidades constituyen un curso elemental de Química Inorgánica y deben ser una firme introducción a un curso superior en grado de bachillerato o vocacional. De conocimientos básicos y necesarios de cultura en esta disciplina, para los que no puedan seguir estudios superiores.

La Unidad XIII constituye un curso elemental de Química Orgánica que también debe servir de introducción a cursos superiores y conocimientos generales. Se estudian las principales funciones, las propiedades físicas y químicas, usos, obtención y nomenclatura de los cuatro primeros términos de cada función. En una sesión se tratará de manera muy sencilla el tema de los altos polímeros de tanta importancia en la obtención de los plásticos.

Se ha fijado el número de horas-clase por cada Unidad. Cada clase tiene una duración de 50 minutos. El número de clases, teórico-prácticas estimado para el desarrollo del programa es de 103 anuales. Cuatro a la semana.

Para que la clase sea de resultados positivos el maestro debe llevar preparado el tema, es decir debe llevar un Plan de Trabajo que abarque los puntos siguientes:

- a) Motivación      b) Exposición del tema      c) Conclusión      d) Evaluación

La motivación puede hacerse a base de experimentos de cátedra, películas, diapositivas, etc.

La exposición del tema debe hacerse con fluidez, llevando preparados los ejemplos, las citas, los ejercicios.

La conclusión se estima mediante preguntas o la contestación de pequeños cuestionarios dejados como tarea.

Este programa se ha elaborado procurando que su aplicación sea posible en todas las Escuelas Secundarias del País.

Cuando las condiciones lo permitan, el profesor hará visitas con sus alumnos a las industrias del lugar, procurando que coincidan con los temas que estén tratándose en la clase.

El trabajo de laboratorio es la parte fundamental del curso y por lo tanto el profesor debe ser el guía y el responsable directo de este trabajo. El ayudante auxiliará al profesor en

su labor, pero no será quien dirija las prácticas. El ayudante montará las prácticas que el profesor le indique.

Los trabajos de laboratorio que deben ejecutar los alumnos presuponen un coeficiente mínimo. Su objeto es que los educandos se familiaricen con los fenómenos, que adquieran cierta destreza en la manipulación: que sepan distinguir las sustancias de manejo peligroso, y que desarrollen, dándoles ciertas libertades en el trabajo, su propia iniciativa. En la observación cuidadosa de los fenómenos deberá irse infiltrando en el alumno el deseo de investigarlos, dándoles todas las oportunidades de interrogar al profesor sobre las dudas que algún experimento pudiera traer a su mente. Es indispensable que el profesor acostumbre a sus alumnos a preguntarse a sí mismos, el porqué de los fenómenos y que traten de darse su propia contestación, aplicando los conocimientos adquiridos. El profesor deberá siempre servir de guía para interpretar debidamente las dudas.

Cada academia o práctica debe complementarse oportunamente con preguntas y problemas sencillos basados en los experimentos que se realicen. Para economizar tiempo en las prácticas, todo lo necesario para ellas deberá estar preparado con anticipación en la mesa del alumno.

Los trabajos de laboratorio, siempre que sea posible, precederán a los estudios teóricos del tema, a fin de que tengan el más alto grado de interés para el alumno y se logre el máximo beneficio del método de descubrimiento.

Las prácticas que deben realizarse figuran en el programa en la columna de la derecha denominada Actividades sugeridas.

En cada mes deben destinarse una sesión para prueba y otra para revisión de la misma y repaso de los puntos en que más hubieren fallado los alumnos.

El maestro deberá iniciar cada una de sus clases teóricas con un experimento sencillo pero vistoso e interesante, con el fin de despertar la curiosidad y gusto por la materia. Estos experimentos deberán ser de corta duración, esto es, con un máximo de 5 minutos y se harán a manera de motivación antes de dar comienzo a la clase. Para realizarlo satisfactoriamente se aconseja contar con la colaboración del ayudante de clases experimentales a cuyo cargo estará la parte práctica y las explicaciones a cargo del maestro.

Con el objeto de hacer más útil y objetiva la enseñanza de la materia, el maestro procurará ir formando colecciones de especímenes que servirán para constituir el museo de la clase.

El maestro deberá valerse de todos los medios modernos audiovisuales con que cuenta la escuela para complementar la enseñanza. Para que este método de enseñanza sea fructífero se recomienda lo siguiente:

- El maestro deberá ver con anticipación a la clase (por ejemplo con un mínimo de un día), la película, banda o transparencias, con el fin de estudiarlas y poder dar con facilidad a sus alumnos las explicaciones que sean necesarias.
- Inmediatamente después de la proyección interrogar a los alumnos sobre lo que vieron y dar las explicaciones que sean pertinentes.
- Promover entre los alumnos discusiones entre ellos mismos cuando el material mostrado así lo amerite y además que haya despertado el suficiente interés y curiosidad.
- Pedir a los alumnos que hagan por escrito cortos resúmenes sobre lo que hayan visto.

La exposición de todos los temas del programa debe hacerse en forma muy sencilla y accesible a los alumnos.

En número total de sesiones de 50 minutos en el año escolar, es aproximadamente de 103 con la siguiente distribución:

Clases teóricas y prácticas .....	87
Pruebas mensuales, anuales .....	8
Revisión de pruebas mensuales y repaso de ellas ...	8

Total ..... 103

## Unidad I.

## INTRODUCCION AL CURSO DE QUÍMICA Y CIENCIA QUÍMICA.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

- 1.—Fijar las bases necesarias para el estudio de la Química Moderna que, siendo sencillas, reflejen sus avances más recientes.
- 2.—Que los alumnos se interesen en el estudio de esta ciencia de experimentación, observación y razonamiento.

## TEMAS (3 horas)

- 1.—Significado de las palabras:  
Química, definir, observar, fenómeno en general, experimentar, hipótesis, teoría, ley y ciencia.
- 2.—La Ciencia Química.  
Explicar que esta ciencia nació cuando el hombre sintió la necesidad de conocer las propiedades de las cosas para utilizarlas en su beneficio y defensa.
- 3.—Historia de la Química:  
Breve reseña de los periodos antiguo, de la alquimia, de la iatroquímica, del flojisto, de la química cuantitativa o moderna.
- 4.—Importancia del estudio de la Química.

- 5.—Definición de Química:  
"La Química es la ciencia que estudia la materia, su estructura, sus cambios o transformaciones, sus relaciones con la energía y las leyes que rigen esos cambios y esas relaciones."

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (1 hora)

Que el alumno escriba en su cuaderno de trabajo, ejemplos de definiciones, nombres de fenómenos, de leyes, de ciencias. Que escriba el nombre de una hipótesis y a qué se refiere. de una teoría y a qué se refiere.

Enséñesele a observar científicamente, es de-

## CORRELACIONES:

La Química se relaciona con la Física, la Biología, la Geografía, las Matemáticas y la Historia.

## Materiales:

Cinco cajas de "velitas para posadas" por cada grupo de alumnos.

cir, a observar con un fin determinado, por ejemplo: se da a cada alumno una "velita de posadas" y se le dice que en una hoja de papel escriba todas las observaciones que de dicha velita pueda hacer, tales como: cuerpo sólido, de color verde, etc.

Pueden hacerse hasta treinta observaciones.

La capacidad del alumno al hacer el mayor número de ellas es en parte el resultado de las ideas que se forman en su mente.

Hacer breve reseña histórica, con nombres y fechas para apreciar el desarrollo de esta ciencia.

## OBSERVACIONES:

Siendo la observación y la experimentación, bases de la Química, se debe enseñar al alumno a observar científicamente. La diferencia entre la observación ordinaria y la científica, está en la forma de efectuarla. Todas las personas hacen observaciones diariamente: pero las observaciones científicas se hacen cuidadosamente y con un fin determinado.

En muchos casos, y especialmente en lo que a la Química se refiere, para hacer observaciones se requieren procedimientos específicos llamados EXPERIMENTOS, los cuales dan una información casi completa.

Exhibición de la película "Introducción a la Química" N° Cat. 363. Coronet Film.

## Unidad II.

## MATERIA. ENERGÍA. ESTRUCTURA ATÓMICA.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

Una pronta introducción en el programa, de las Teorías Modernas sobre la Constitución de la Materia, Energía y Estructura Atómica, permiten al alumno utilizar convenientemente todos los conocimientos que de ellas emanan y aplicarlos, a la vez que de inmediato, a lo largo del curso.

## TEMAS (5 horas)

- 1.—Qué es materia. Darlo como una forma de energía que tiene: extensión, pesantéz, inercia, impenetrabilidad, porosidad, divisibilidad, elasticidad.

Qué son sustancias. Qué son cuerpos. Su clasificación. Átomo, molécula.

- 2.—Constitución de la materia. Espacios intermoleculares. Cohesión y Repulsión. Estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Diferencia entre gas y vapor.

- 3.—Ley de la conservación de la materia.

- 4.—Cambios de estado: Fusión, vaporización, licuación o condensación, solidificación, sublimación, cristalización. Sólo las definiciones, en detalle se estudian en Física.

- 5.—Propiedades de la materia: Generales, Específicas, Físicas, Químicas.

- 6.—Fenómenos físicos. Fenómenos químicos. Fenómenos organolépticos y fisiológicos.

- 7.—Qué es energía. Energía potencial. Energía cinética. Distintas clases de energía: luminosa, química, eléctrica, etc.

- 8.—Ley de la conservación de la materia y la energía.

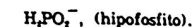
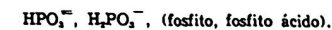
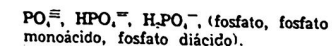
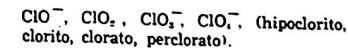
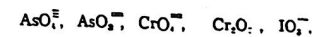
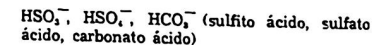
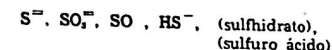
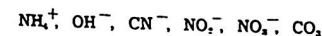
- 9.—Concepto antiguo y concepto moderno de átomo. Modelos atómicos de Rutherford y Bohr. Protones, electrones, neutrones. Órbitas o niveles de energía: K, L, M, N, O, P, Q. Número máximo de electrones en cada órbita o nivel. Número máximo de electrones en la órbita externa. Configuración estable. Concepto y representación del número atómico y la masa atómica. Número de neutrones. Definición de átomo. Diferencia entre ion y átomo.

- 10.—Concepto cuántico ondulatorio del átomo. Distribución de los electrones en la vecindad del núcleo en las regiones espacio-energéticas de manifestación probabilística electrónica (reempe). Parámetros cuánticos n, l, m, s. Representación de las formas y orientación de los reempes s, p, d, f. Estructuración de los elementos y clasificación periódica. Sistemas de modelos para la representación de los reempes.

- 11.—Concepto moderno de valencia. Valencia variable. Enlaces: iónico y covalente (covalencia coordinada).

- 12.—¿Por qué el peso o masa atómica, en la mayoría de los casos no es un número entero? Isótopos. Isóbaros. Unidad de masa atómica (u m a).

- 13.—Concepto de radical y su valencia.





## ACTIVIDADES SUGERIDAS (4 horas)

Que el alumno escriba, en su cuaderno, listas de nombres de cosas que son materia y de cosas que no son materia. Listas de nombres de sustancias. Listas de nombres de cuerpos. Lista de 15 cuerpos hechos de elementos, 15 que sean de compuestos y 15 que sean mezclas.

Listas de nombres de sustancias sólidas, líquidas y gaseosas.

Que escriba ejemplos de cambios de estado.

Que escriba ejemplos de fenómenos físicos y de fenómenos químicos.

Que escriba nombres de clases de energía.

Que dibuje la configuración electrónica de los diez primeros elementos.

## PRÁCTICA 1.

Presentación del material y útiles de laboratorio. Que los alumnos hagan dibujos de los

mismos, escribiendo los nombres correspondientes y memorizarlos.

## PRÁCTICA 2.

Breve estudio del mechero de Bunsen y sus flamas.

Siendo este quemador de gas la fuente de energía calorífica en el laboratorio, deben los alumnos conocerlo y familiarizarse con su funcionamiento. Que lo desarmen y lo armen.

Que memoricen el nombre de sus piezas. Que dibujen las flamas iluminándolas con los colores que observen, señalando la que deben usar en sus trabajos.

## PRÁCTICA 3.

Corte, doblado, aguzado y bordeado de varillas y tubos de vidrio.

Exhibición de la Película "Leyes de la Conservación de la Materia y la Energía" N° Cat. 911 Coronet Film.

Mecanizaciones con los radicales más comunes, su valencia y nombre.

## Unidad III.

## ELEMENTOS Y TABLA PERIÓDICA.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

- 1.—Actualizar el concepto de elemento para que el alumno lo utilice correctamente.
- 2.—Por lo genial que es, debe darse a conocer la Tabla Periódica de Mendeleiev, además de que constituye la base del estudio sistemático de la Química Inorgánica y no hay concepto más importante para comprender la Química que el concepto del comportamiento periódico de los elementos. Tabla larga, su conocimiento y ventajas. Tabla cuántica, su conocimiento, explicarla, ventajas y su aprendizaje para facilitar el curso.

## TEMAS (3 horas)

- 1.—Qué son los elementos, concepto moderno, su nomenclatura y su representación por símbolos. Su clasificación en metales y no metales. Características de unos y otros. Elementos naturales y elementos artificiales. Señalar los radiactivos. Elementos representativos y de transición.

- 2.—Tabla cuántica de los elementos puesta al día. Indicando en ella el nombre, el sim-

bolo, el número atómico, la masa atómica, la valencia o valencias de los más comunes. Mencionar que ya se reportó el descubrimiento del elemento 105.

- 3.—Presentación de la Tabla Periódica de Mendeleiev. Explicación clara y sencilla de lo que son los grupos, las familias, los períodos. Metales y no metales en la tabla periódica. La valencia como propiedad periódica. Tabla larga como historia y ejercicio.

## 4.—Ley periódica y Tabla cuántica.

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (2 horas)

## PRÁCTICA 4.

Experimentos para estudiar las propiedades físicas y químicas de las sustancias. Los fenómenos físicos y químicos.

Memorización de los nombres de los elementos, por grupos y por períodos de la Tabla Periódica Cuántica.

Memorización de los símbolos de los elementos más comunes.

Deducción de la valencia o valencias de los

más importantes (cuarenta por lo menos).

*Hacer ver que es extensivo a todos los alumnos según el grupo en que están y saber los nombres de los elementos, sus símbolos y sus valencias, es fundamental en Química.*

Que hagan un esquema de las Tablas Periódicas e iluminen con colores distintos, los metales, los no metales, los gases raros, las tierras raras, los elementos de transición (son metales). Concursos de lectura y escritura de símbolos en la Tabla. Por grupos y períodos (los más comunes 40, 50).

Exhibición de la película "Metales y No Metales". Coronet Film.

## Unidad IV.

## COMPUESTOS QUÍMICOS. MEZCLAS. ANÁLISIS Y SÍNTESIS.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

- 1.—Que el alumno adquiera con firmeza el concepto de compuesto químico para que pueda diferenciarlo con agilidad, de los elementos y de las mezclas.
- 2.—Que comprenda que es un error hacer intervenir a los elementos en la definición de compuesto químico, ya que en los compuestos no se conservan los elementos, sino los átomos. Sólo en las mezclas intervienen elementos y compuestos sin perder su naturaleza.
- 3.—Que aprenda por qué el análisis y la síntesis son operaciones fundamentales de la Química.

## TEMAS (4 horas)

- 1.—Qué son los compuestos químicos. Su representación por fórmulas. Fórmulas condensadas. Fórmulas desarrolladas. Fórmulas semidesarrolladas. (Orgánica.)

- 2.—Formación de compuestos. Compuestos polares. Compuestos no polares. Nubes de carga. Su desplazamiento. Hacer ver que el concepto moderno de valencia define en la primera parte, a los compuestos no polares. Características de los compuestos químicos. Ley de Proust.

- 3.—Clasificación de los compuestos en binarios, ternarios, cuaternarios, etc. (Recordar la Unidad II. Tema 1.)

- 4.—Qué es molécula y qué es masa molecular. Clasificación de las moléculas en monoatómicas, diatómicas, triatómicas, poliatómicas. (Recordar la Unidad II, Tema 1.)

- 5.—Qué son las mezclas. Sus características. Mezclas homogéneas. Mezclas heterogéneas. (Recordar o ampliar la Unidad II,

Tema 1.) Operaciones para separar las mezclas: Decantación, filtración, evaporación, destilación, sublimación, cristalización.

- 6.—Análisis y síntesis. Análisis cualitativo y cuantitativo. Síntesis volumétrica y gravimétrica. Recordar la Ley de la conservación de la materia y la energía. (Unidad II. Tema 3 y Unidad II. tema 3.)

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (2 horas)

## PRÁCTICA 5.

Experimento para demostrar la separación de mezclas por métodos físicos.

Ejercicios de cálculos de masas moleculares, consultando la tabla de masas atómicas.

Exhibición de la película "Elementos, Compuestos, Mezclas" N° Cat. 134. Coronet Film.

Quando se vaya a usar o a necesitar un concepto ya visto, debe hacerse que los alumnos lo recuerden y enuncien.

## Unidad V.

## NOTACION QUIMICA. NOMENCLATURA QUIMICA. PRINCIPALES FUNCIONES DE LA QUIMICA INORGANICA.

## OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 1.-Que los alumnos aprendan que la Notación Química es la escritura de la Química hecha con símbolos y fórmulas.
- 2.-Que comprendan que los nombres y símbolos de los elementos, así como las fórmulas y nombres de los compuestos son universales, ya que se ajustan a las reglas de nomenclatura recomendadas por la UNION INTERNACIONAL DE QUIMICA PURA Y APLICADA (U.I.Q.P.A.) en 1956.

## TEMAS (5 horas)

- 1.-Cómo se nombran los compuestos químicos. Qué es función química. (Aprovechar Unidad II, Temas 11 y 12.)

- 2.-Función óxido. Cómo se forman los óxidos básicos o metálicos. Nomenclatura. Sus propiedades.

- 3.-Función base. Cómo se forman las bases o hidróxidos. Nomenclatura. Sus propiedades.

- 4.-Función anhídrido. Cómo se forman los anhídridos u óxidos ácidos. Nomenclatura. Sus propiedades.

- 5.-Función ácido. Ácidos oxiaácidos. Cómo se forman. Nomenclatura. Cómo se identifican. Ácidos hidrácidos. Cómo se forman. Nomenclatura. Propiedades de unos y otros.

- 6.-Indicadores.

- 7.-Función sal.

*Oxales:* Neutras, ácidas y básicas. Cómo se forman, nomenclatura.

*Sales haloideas (haluros) cómo se forman, Nomenclatura.*

- 8.-Escritura del número de masa, del número

atómico, del número de átomos en la molécula y de la característica iónica.

Ejemplos:  $\begin{matrix} 32 & 2+ \\ S & \\ 16 & 2 \end{matrix}$

Nº de masa....lado sup. izq.

Nº atómico....lado inf. izq.

Nº de átomos en la molécula....lado inf. der.

Característica iónica....lado sup. der.

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (1 hora)

## PRÁCTICA 6.

Acidos y bases. Su identificación con los indicadores: azul y rojo tornasol, fenoltaleína y anaranjado de metilo.

Concursos de formación de compuestos con cuadros.

Ejercicios de escritura y lectura de fórmulas de óxidos, anhídridos, hidróxidos, sales neutras, ácidas y básicas.

Ejercicios de escritura de fórmulas desarrolladas.

Concursos de lectura de fórmulas.

Concursos de escritura de fórmulas al dictado.

## Unidad VI.

## REACCIONES QUIMICAS. SU REPRESENTACION POR ECUACIONES. BALANCEO DE LAS ECUACIONES QUIMICAS POR EL METODO DE OXIDACION Y REDUCCION (REDOX). CATALIZADORES.

## OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 1.-Que el alumno aprenda que las reacciones químicas son los procesos mediante los cuales, por oxidación y reducción de determinados átomos o iones de las sustancias que intervienen, éstas se descomponen o combinan para formar otras.
- 2.-Que ambos fenómenos, oxidación y reducción, son simultáneos, por eso a sus reacciones se les llama con ambos nombres: REACCION DE OXIDORREDUCCION, o abreviadamente, REACCION REDOX.
- 3.-Que las reacciones químicas se representan por escrito mediante ecuaciones y que establecidos correctamente los términos (fórmulas) de la ecuación, hay que balancearla para que se cumpla la Ley de la Conservación de la Materia.
- 4.-Que el alumno entienda que las ecuaciones químicas son igualdades en cantidad pero no en calidad, razón por la cual, no se escribe entre los dos miembros el signo igual (=) sino una flecha en sentido de la reacción y que se lee, producen.

## TEMAS (5 horas)

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (Tareas)

- 1.-Concepto de reacción. Tipos de reacciones: Síntesis o combinación directa. Substitución. Descomposición. Doble descomposición.

Dar ejemplos de reacciones de cada uno de los tipos enseñados.

- 2.-Concepto de ecuación química.

Ejercicios de balanceo de ecuaciones por oxidación y reducción, escribiendo a la derecha de cada fórmula el estado físico de la sustancia que representa. Entre paréntesis (l) si es líquido, (s) si es sólido, (g) si es gas, y (aq) si es acuoso.

- 3.-Conceptos modernos de oxidación y reducción.

- 4.-Balanceo de ecuaciones por oxidación y reducción. Explicar con claridad qué es balancear. Explicar paso a paso el mecanismo.

Si en la reacción interviene el calor, éste se puede indicar con un triángulo. Si interviene la energía eléctrica, éste se puede indicar con un "rayito" (✓).

- 5.-Explicar qué es la catálisis y cuál es el papel de los catalizadores en las reacciones químicas.

## QUIMICA DESCRIPTIVA.

## OBJETIVOS GENERALES:

Que el alumno adquiera la mayor cantidad posible de información, relacionada con las sustancias más importantes para la vida. El conocimiento que de ellas adquiera ahora, le servirá de punto de partida desde el cual le puede ser posible profundizar con más detalles, estudios más avanzados; pero si eso no fuera su meta, el estudiante habrá adquirido conocimientos que le servirán para comprender mejor el mundo que le rodea.

## Unidad VII.

## OXIGENO. HIDROGENO. AGUA. SOLUCIONES. IONIZACION. ALOTROPIA.

## OBJETIVOS ESPECIFICOS:

Que el alumno conozca por sus propiedades, estas sustancias de tanta importancia para la vida.

## TEMAS (5 horas)

- 1.—Estudio del oxígeno: Historia. Estado en la naturaleza. Propiedades físicas y químicas más importantes. Métodos de obtención: industriales y de laboratorio. (Citar por lo menos dos de cada uno.) Recordar catalizador positivo (Unidad VI, Tema 5). Usos. Su importancia en la vida terrestre, su ciclo en la naturaleza. Combustión, factores de la combustión. Alotropía y variedad alotrópica del oxígeno. Usos.
- 2.—Estudio del hidrógeno. Historia. Estado en que se encuentra en la naturaleza. Propiedades físicas y químicas. Métodos de obtención: industriales y de laboratorio. (Citar por lo menos dos de cada uno.) Usos. Isótopos del hidrógeno. (Recordar Unidad II, Tema 12.)
- 3.—Estudio del agua: Clasificación de las aguas según su origen y según su uso. Agua destilada. Sus propiedades físicas y químicas. Su composición en masa, en volumen y en por ciento. (Recordar Unidad III, Tema 6.) Usos. Explicación sencilla de lo que es el agua pesada y su importancia. Requisitos del agua para ser potable. Nociones sobre la dureza de las aguas y su ablandamiento. Usos del agua en general. Agua oxigenada. Estado natural. Propiedades físicas y químicas más importantes. Oxidante y reductora. Peróxidos. Su característica. Preparación en laboratorio industrial. Su concentración en % y en volúmenes de oxígeno. Usos. Venta. Catalizadores negativos. (Unidad VI, Tema 5.)
- 4.—Soluciones o disoluciones: Concepto de soluto y disolvente. Soluciones diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas. Coeficiente de solubilidad. Generalidades sobre suspensiones. Coloides y Emulsiones. Fenómeno de Tyndall.
- 5.—Ionización. Noción de electrólito, electrodo, ánodo, cátodo, aniones y cationes.

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (4 horas)

- Práctica 7.
- Obtención del oxígeno y comprobación de sus propiedades más importantes.
- Práctica 8.
- Obtención del hidrógeno y comprobación de sus propiedades más importantes.
- Práctica 9.
- Estudio de las propiedades físicas y químicas del agua. Aguas duras. Su corrección.
- Exhibición de películas:
- "Oxígeno" Nº Cat. 206 Coronet Film.
- "Hidrógeno" Nº Cat. 1222 Coronet Film.
- "Propiedades del agua" Nº Cat. 133 Coronet Film.
- Problemas estequiométricos a partir de las ecuaciones químicas. (Recordar Unidad II, Tema 3.)
- Problemas de tanto por ciento de un elemento contenido dentro de una fórmula.  $H_2O$ ,  $H_2O_2$  y otros.
- Práctica 10.
- Agua oxigenada, propiedades físicas y químicas.
- Hacer un ultramicroscopio con una caja de cartón.
- Preparar suspensiones de arena, aserrín, yeso, caolín.
- Preparar coloides de jabón, azufre, gredina, detergente.
- Preparar emulsiones de petróleo, aceite de comer (Scott, Karrdn) con agua.
- Trabajo escrito sobre coloides, con ilustraciones.

## Unidad VIII.

AIRE Y ESTADO GASEOSO. VOLUMEN GRAMO MOLECULAR. HIPOTESIS DE AVOGADRO. CONCEPTO DE MOLECULA.

## OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 1.—Enseñar al alumno que con el nombre de atmósfera se conoce a toda la envoltura gaseosa que rodea a la Tierra y con el nombre de aire expresamos una porción limitada de dicha envoltura.
- 2.—Mostrar que el aire es una mezcla y cuál es el papel de sus componentes en nuestra vida.
- 3.—Recordar el concepto de Estado Gaseoso y sus Leyes. Dar el concepto de MOL y explicar por qué la Hipótesis de Avogadro tiene ahora carácter de LEY.

## TEMAS (4 horas)

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (1 hora)

- 1.—Estudio del aire como mezcla gaseosa. Porcentaje en volumen y en peso de sus principales componentes. Propiedades del aire. Gases raros. Explicar que actualmente ya se conocen compuestos de ellos por el mecanismo llamado enlace covalente coordinado. Substancias que impurifican el aire.
  - 2.—Estado gaseoso: *Leyes de Boyle, Gay-Lussac y Charles. Ecuación general del estado gaseoso. Hipótesis de Avogadro.* Explicar por qué tiene ahora carácter de Ley. *Volumen gramo molecular y concepto de mol. Número de Avogadro. Condiciones normales.* (T P N) (este tema se ve en Física con amplitud) pero deben aprovecharse para ligar el concepto de MOL con un número de moléculas o átomos ( $6.023 \times 10^{23}$ ).
  - 3.—Sencillos cálculos estequiométricos.
  - 4.—Resolución de problemas de determinación porcentual de compuestos. Problemas de corrección de volúmenes gaseosos por temperatura y presión.
- Exhibición de la película:
- "Las Leyes de los Gases" Nº Cat. 912 Coronet Film.
- Ejercicios de resolución de problemas.
- Problemas MOL a MOL
- |   |                   |
|---|-------------------|
| " | MOL a volumen     |
| " | MOL a masa        |
| " | Volumen a volumen |
| " | Masa a volumen    |
| " | Volumen a masa    |
- Hacer notar la mayor facilidad de resolución si se usa el MOL.

## Unidad IX.

HALOGENOS. HIDRACIDOS. AZUFRE.

## OBJETIVOS ESPECIFICOS:

Estudio monográfico, descriptivo y muy breve, de los elementos que forman la familia de los halógenos y sus hidrácidos, del azufre y sus compuestos.

## TEMAS (4 horas)

- 1.—Estudio del cloro: propiedades físicas y químicas más importantes, métodos de obtención: industriales y de laboratorio. Usos.
- 2.—Óxidos del cloro, sus ácidos y sus sales.
- 3.—Ácido clorhídrico. Propiedades físicas y químicas. Métodos de obtención y usos. Semejanza con HF, HBr, HI. Preparación de HF.
- 4.—Estudio comparativo de algunas propiedades físicas y químicas del flúor, bromo y yodo por ser de la misma familia en la tabla. Método de Berthollet para la obtención de los halógenos. Disolventes oxigenados y no oxigenados del yodo. Usos más importantes del bromo y del yodo.
- 5.—Estudio del azufre. Estado natural. Variedades alotrópicas. Propiedades físicas y químicas. Yacimientos de azufre, los más importantes de la República Mexicana. Métodos de obtención y usos.
- 6.—Dióxido de azufre. Propiedades físicas y químicas más importantes. Su obtención en la industria y en el laboratorio. Usos.
- 7.—Ácido sulfhídrico. Propiedades físicas y químicas. Su obtención y sus principales usos. Análisis cualitativos y cuantitativos.
- 8.—Ácido sulfúrico. Propiedades físicas y químicas. Obtención. Usos. Compuestos más importantes. Valor cultural. Obtención de otros ácidos por su fuerza y su fijez.

## Unidad X.

## NITRÓGENO Y FOSFORO.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

Estudiar el nitrógeno y el fósforo debido al importantísimo papel que desempeñan ellos y sus compuestos en los procesos vitales. La fijación del nitrógeno atmosférico para convertirlo en compuestos útiles que lo contienen, es la reacción sobresaliente.

## TEMAS (1 hora)

- 1.—Estudio del nitrógeno: Estado natural. Propiedades físicas y químicas. Su ciclo biológico. Obtención industrial. Amoníaco, propiedades, obtención en el laboratorio y en la industria, usos.
- 2.—Estudio del fósforo. Cuadro comparativo de algunas propiedades de fósforo blanco y del fósforo rojo. Ácido del fósforo.

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (6 horas)

- PRÁCTICA 11.  
Obtención del cloro y comprobación de algunas de sus propiedades.
- PRÁCTICA 12.  
Obtención del ácido clorhídrico y comprobación de sus propiedades.
- PRÁCTICA 13.  
Obtención del bromo y del yodo y estudio de sus propiedades.
- PRÁCTICA 14.  
Grabado del vidrio con el ácido fluorhídrico.
- PRÁCTICA 15.  
Estudio de las propiedades del azufre.
- PRÁCTICA 16.  
Obtención de dióxido de azufre.
- PRÁCTICA 17.  
Obtención del ácido sulfhídrico y estudio de sus principales propiedades, así como su uso (precipitación de sulfuros).  
Ejercicios de escritura y lectura de fórmulas de sulfatos, sulfitos, sulfuros, cloruros, hipocloritos, cloratos, bromuros, yoduros, etc.  
Ejercicios de obtención de ácidos a partir de sus sales.

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (2 horas)

- PRÁCTICA 18.  
Obtención del nitrógeno y estudio de sus principales propiedades.
- PRÁCTICA 19.  
Obtención del amoníaco. Estudio de sus propiedades principales.

## Unidad XI.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

## CARBONO Y CARBONES. SILICIO.

Importancia industrial, económica y doméstica de algunos carbonos. Conveniencia de la industrialización de carbón vegetal destilado en nuestro país. Propiedades y usos más importantes de los óxidos del carbono. Importancia del silicio y sus compuestos.

## TEMAS (3 horas)

- 1.—Estado en que se encuentra el carbono en la naturaleza.
- 2.—Variedades alotrópicas del carbono: naturales cristalinas, diamante y grafito; naturales amorfas, hulla, antracita, lignito y turba. Artificiales cristalinas, diamante artificial, grafito artificial. Artificiales amorfas: carbón vegetal, carbón animal, negro de humo, coque. Usos.
- 3.—Propiedades físicas y químicas más importantes del dióxido de carbono, preparación, hielo seco, ciclo en la naturaleza. (Ver Unidad VII, Tema 1.) Usos. Monóxido de carbono. Su toxicidad.
- 4.—Estudio del silicio. Estado natural. Propiedades físicas y químicas. Compuestos del silicio. Dióxido de silicio y sus variedades: cristal de roca, Jacinto, falso topacio, falsa amatista, ágata, feldspatos, mica, granito natural, cuarzo, pedernal jaspe. Propiedades de anhídrido del  $\text{SiO}_2$ . Silicatos. Vidrio y cristal. vidrios de colores, vidrios refractarios.

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (3 horas)

- PRÁCTICA 20.  
Obtención del dióxido de carbono y comprobación de algunas de sus propiedades.  
Breve descripción de algunas variedades del carbono, principalmente las que sean conocidas en la localidad.  
Discusión de la importancia que tiene substituir el uso del carbón vegetal por otros combustibles con el fin de conservar los bosques, los cuales no sólo benefician la región porque protegen el suelo de las erosiones, sino también porque racionalmente explotados contribuyen a la riqueza nacional.  
Monografía del diamante.  
Exhibición de la película "Carbono y sus compuestos" Cat. 304 Coronet Film.

## Unidad XII.

## METALES Y METALURGIA. ALEACIONES Y AMALGAMAS.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

Estudio monográfico, descriptivo y somero de algunos metales y sus aleaciones más importantes.

## TEMAS (3 horas)

- 1.—Cómo se encuentran los metales en la naturaleza.
- 2.—Que es la metalurgia. Procedimientos metalúrgicos, químicos y electrolíticos.
- 3.—Los metales en la Tabla Periódica.
- 4.—Metalurgia en México; del hierro, aluminio, oro y plata. Qué es el acero.
- 5.—Explicar qué son las aleaciones. Su importancia y sus usos.
- 6.—Amalgamas.

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (2 horas)

- PRÁCTICA 21.  
Identificación de los metales por la coloración que dan a la flama. Espectros.  
Película "La familia del sodio" N° Cat. 1406 Coronet Film.  
Lista de 20 aleaciones, su composición cualitativa y sus usos.

## QUÍMICA ORGÁNICA.

## OBJETIVOS GENERALES:

- 1.—Que los alumnos comprendan que el estudio de los compuestos orgánicos constituye la Química Orgánica.
- 2.—Que la era de esta Química comienza en 1828 cuando Wöhler sintetizó la UREA, y que, a los 140 años de tan feliz acontecimiento, pero sobre todo, durante los últimos veinte años, su desarrollo ha sido tan extraordinario que se conocen y se sintetizan hoy en día, más de un millón de compuestos orgánicos.

## Unidad XIII.

## GENERALIDADES SOBRE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS. PRINCIPALES FUNCIONES.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

- 1.—Proporcionar a los alumnos en forma clara y sencilla, nociones sobre esqueletos, tetravalencia del carbono, carbonos primarios y secundarios, terciarios y cuaternarios. Principales funciones de la Química Orgánica: hidrocarburo, radicales alquilo, alcohol, aldehído, cetona, ácido, éter y éster, amina, nitroderivado, nitrilo.
- 2.—Que se asomen a la química de los organismos vivos, vegetales y animales, para que comprendan el proceso químico de la vida, su alcance y su desarrollo.

## TEMAS (13 horas)

- 1.—Citar algunas de las razones para conservar la división de la Química en Inorgánica y Orgánica.
- 2.—Explicar en forma clara la síntesis de la urea hecha por el químico alemán Federico Wöhler y poner de relieve la importancia de tal acontecimiento.
- 3.—Tetravalencia del carbono y su representación gráfica. Tetraedro regular y diagrama cuántica. Estudio de los esqueletos y su clasificación. Carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios. ¿Qué es función?
- 4.—Función hidrocarburo. Hidrocarburos saturados o alifáticos, normales y arborescentes, nomenclatura, su representación por fórmulas desarrolladas y semidesarrolladas. Propiedades generales. Estudio con los primeros cuatro términos solamente.
- 5.—Hidrocarburos no saturados: alquenos y alquinos. Normales y arborescentes. Nomenclatura y escritura de fórmulas desarrolladas y semidesarrolladas. Fórmulas generales.
- 6.—Radicales: Metilo o metil. Etil o etil. Propil o propil e isopropil o isopropil.
- 7.—Señalar dos hidrocarburos de cadena cerrada. Benceno y metilbenceno.
- 8.—Que es el petróleo. Nociones sobre su extracción, conducción y almacenaje.
- 9.—Función alcohol. Obtención, nomenclatura y propiedades. Estudio del metanol y el etanol. Alcoholes polivalentes o polialcoholes. Glicerina. Alcohol desnaturalizado.
- 10.—Aldehídos. Obtención, nomenclatura y propiedades. Metanal. Usos.
- 11.—Cetona. Obtención, nomenclatura y propiedades. Propanona o acetona.
- 12.—Ácidos orgánicos. Propiedades, nomenclatura. Obtención. Metanoico o fórmico, etanoico o acético, palmítico, esteárico y oleico. Usos.
- 13.—Esteres orgánicos e inorgánicos. Nomenclatura, propiedad y usos. Nitroglicerina.
- 14.—Éteres. Obtención, nomenclatura y usos. Éter sulfúrico.
- 15.—Lípidos. Su clasificación. Hidrólisis y saponificación. Jabones. Detergentes.
- 16.—Breve explicación sobre lo que son los glúcidos. Glucosa, sacarosa, almidón. Explicar que no son hidratos de carbono.
- 17.—Función de las proteínas en nuestro organismo.
- 18.—Alimentación. Factores Bías. Grasas. Proteínas, minerales y glúcidos. Vitaminas, hormonas.
- 19.—Plásticos y fibras sintéticas.

## Fórmula general de los alcanos.

## ACTIVIDADES SUGERIDAS (1 hora)

Escritura de fórmulas desarrolladas y semidesarrolladas de hidrocarburos, alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres y éteres.

## PRÁCTICA 23.

Destilación seca de la madera.

## PRÁCTICA 22.

Obtención de un jabón.

Trabajos escritos sobre alimentos, vitaminas, hormonas; con abundancia de ilustraciones.

## RELACION DE MATERIALES PARA EL LABORATORIO DE QUÍMICA.

(Grupo de 45 alumnos)

- |  |   |
|--|---|
| 16 mecheros de Bunsen (con doble cilindro).  | 16 termómetros de 110 grados Celsius.   |
| 16 mariposas para el mechero.  | 16 matraces Pyrex de 250 ml.  |
| 32 gradillas de madera para 12 tubos de ensayo.  | 32 matraces redondos de fondo plano, Pyrex de 250 ml.   |
| 16 cápsulas de porcelana de 6 cm de diámetro.  | 16 alambres de platino Núm. 27 (aleación equivalente).  |
| 136 vidrios de reloj de 4.5 cm de diámetro.  | 1 perfora corchos con 6 alas.   |
| 45 vidrios de reloj de 6 cm de diámetro.   | 1 Kipp  |
| 32 soportes de fierro con varilla de 60 cm   | 16 probetas graduadas cilíndricas, de 10 ml.  |
| 32 anillos de fierro para el soporte, de 7.5 cm de diámetro, con tornillo.   | 16 probetas graduadas cilíndricas, de 50 ml.  |
| 32 telas de alambre con asbesto de 15 x 15 cm.   | 16 balanzas granataria. Sensibilidad 1/100 de 2 kilogramos de tapones de hule sin perforar, de los siguientes diámetros: 22, 25, 27 mm de diámetro. |
| 6 vasos de precipitados Pyrex de 50 ml   | 2 kilogramos de tapones de hule sin perforar, de 3.5 a 5 cm de diámetro.  |
| 120 vasos de precipitados Pyrex de 100 ml  | 4 kilogramos de tubo de vidrio de 6 mm de diámetro.   |
| 16 vasos de precipitados Pyrex de 250 ml   | 85 frascos para reactivo, incoloros, con tapón esmerilado, 250 ml.  |
| 16 vasos de precipitados Pyrex de 500 ml   | 50 frascos para reactivo, color ámbar, con tapón esmerilado, 250 ml.  |
| 16 embudos de vidrio de 7.5 cm de diámetro.  | 16 balanzas granataria. Sensibilidad 1/100 de gramo y capacidad de 100 gramos. Que sea niquelada.   |
| 16 cápsulas de porcelana de 9 cm de diámetro.  | 16 marcos de pesas granataria, con pesas de 1/100 a 50 g.   |
| 200 tubos de ensayo Pyrex con labio, de 22 mm por 175 mm.  | 2 kilogramos de varilla de vidrio de 7 a 8 mm de diámetro.  |
| 16 tubos de ensayo Pyrex con labio, de 25 mm por 300 mm.   | 5 espátulas de acero inoxidable de hoja.  |
| 80 frascos de vidrio de boca ancha con tapón metálico de rosca, de 250 a 300 ml de capacidad. Frascos de cajeta o similar. | 16 matraces de fondo plano Pyrex de 125 ml.   |
| 16 cucharillas de combustión.  | 32 pinzas para bureta.  |
| 16 cubas hidroneumáticas (de lámina).  |   |
| 16 pinzas niqueladas para crisol.  |   |
| 16 embudos de seguridad.   |   |
| 16 buretas de Mohr de 25 ml con llave recta.   |   |
| 6 buretas de Geissler graduadas al décimo, de 50 ml.   |   |

Este material está calculado para grupos de 45 alumnos, a razón de 1 equipo por cada 3 alumnos, más el equipo para el maestro.

## LOCAL PARA EL LABORATORIO DE QUÍMICA

- 1.—Del salón, con bodega para guardar material y sustancias.

- a) Medidas mínimas: Largo 15 m, ancho 10 m, altura 3.50 m. Distribuidas en la siguiente manera:  
Del salón: 12 metros x 10 m (medidas interiores).  
De la bodega: 3 m x 10 m.

- b) A juicio del arquitecto o constructor, tanto el salón de laboratorio como la bodega deben tener las ventanas que sean suficientes tanto para aire como para luz de día. Además, en el salón deberán ponerse un mínimo de 2 extractores de aire.
- c) El piso deberá ser de cemento.
- d) Instalaciones. Agua, drenaje, gas y corriente eléctrica para el alumbrado del salón y de la bodega, además 2 contactos para la bodega y uno para el laboratorio.

## 2.—Mobiliario.

- a) 14 mesas de madera de ocote de 2.70 m de longitud por 65 cm de ancho y 95 cm de altura, o bien 7 mesas de 5.60 m de longitud.
- b) Vertederos para las mesas, uno al lado izquierdo y otro al lado derecho.
- c) Fregadero grande con escurridor (para la bodega) con instalación de agua y drenaje. Dimensiones mínimas: 1.15 m de largo, 45 cm de ancho y 80 cm de altura. La llave del agua debe estar colocada de tal manera que la parte inferior de la "nariz" esté en una altura mínima con respecto al fondo del fregadero de 50 cm.
- d) Mesa para el profesor, con instalación de agua, drenaje, gas y electricidad.
- e) Tarima o estrado para la mesa del profesor, de 30 cm de altura.
- f) Instalación de gas para las mesas con un total de 14 mecheros.
- g) Equipo de gas.
- h) Pizarrón de 2.40 x 1.20 m (de preferencia, magnético).
- i) 5 estantes de madera con puertas corredizas. De 1.50 m de ancho x 2.20 m de altura y 60 cm de fondo con seis entrepaños móviles.
- j) Instalaciones de las mesas: corriente eléctrica de 6 volts, proporcionada por un rectificador (Tungar) y 14 contactos.
- k) Mesa para la bodega que servirá para que el ayudante haga las preparaciones. Dimensiones: 2.70 m de largo x 65 cm de ancho y 80 cm de altura.
- l) 4 sillas de madera.
- m) Escalera de madera para la bodega de 1.20 m de altura y con cuatro escalones. Debe ser de tijera.
- n) 2 percheros para colgar la ropa del maestro y del ayudante.
- o) Un reloj de pared (eléctrico).
- p) Una Carta Periódica de los Elementos Químicos.
- q) 6 cestos para tirar papeles.

NOTA: La capacidad considerada para este laboratorio es de 45 alumnos.

Se terminó de imprimir el día 7 de enero de 1971, en los talleres de "La Impresora Azteca", S. de R. L. Av. Poniente 140 N° 681, Col. Industrial Vallejo.—México 16, D. F.

Se encuadernó en los mismos talleres

NOTA: Reproducción del proyecto de programa presentado por la Dirección General de Segunda Enseñanza, y turnado al Consejo Nacional Técnico de la Educación



# DE LOS ELEMENTOS

**Masas atómicas basadas en el  $^{12}\text{C}$**

## GASES INERTES

**SÍMBOLOS:**

**B** SÓLIDOS  
**H** GASES  
**Li** LÍQUIDOS  
**Tc** PREPARADOS SIN-  
TÉTICAMENTE

# TABLA PERIÓDICA

# DE LOS ELEMENTOS

GRUPO →

SÍMBOLOS:

B

H

He

Tc

SÓLIDOS

GASES

LÍQUIDOS

PREPARADOS SIN-

TÉTICAMENTE

Masas atómicas basadas en el  $^{12}\text{C}$

GASES INERTES

He

Ne

Ar

Kr

Xe

Rn

PERIODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1.00797 H Hidrógeno																	4.0026 He Helio
2	6.939 Li Litio	9.0122 Be Berilio																20.183 Ne Neón
3	22.98976 Na Sodio	24.312 Mg Magnesio																39.948 Ar Argón
4	39.102 K Potasio	40.08 Ca Calcio	44.956 Sc Escandio	47.90 Ti Titanio	50.942 V Vanadio	51.996 Cr Cromo	54.938 Mn Manganeso	55.847 Fe Hierro	58.933 Co Cobalto	58.71 Ni Níquel	63.546 Cu Cobre	65.37 Zn Zinc	69.72 Ga Galio	72.64 Ge Germanio	74.9216 As Arsénico	78.96 Se Selenio	79.904 Br Bromo	83.80 Kr Criptón
5	85.47 Rb Rubidio	87.62 Sr Estroncio	88.905 Y Itrio	91.22 Zr Circonio	92.906 Nb Niobio	95.94 Mo Molibdeno	98.906 Tc Tecnecio	101.07 Ru Rutenio	102.905 Rh Rodio	106.42 Pd Paladio	107.868 Ag Plata	112.40 Cd Cadmio	114.82 In Indio	118.69 Sn Estañ	121.75 Sb Antimonio	127.60 Te Telurio	127.60 I Yodo	131.30 Xe Xenón
6	132.905 Cs Cesio	137.34 Ba Bario	138.91 La Lantano	175.07 Hf Hafnio	180.948 Ta Tantalio	183.85 W Volframio	186.21 Re Renio	190.23 Os Osmio	194.22 Ir Iridio	195.08 Pt Platino	196.967 Au Oro	200.59 Hg Mercurio	204.37 Tl Talio	208.98 Pb Plomo	208.98 Bi Bismuto	209 Po Polonio	210 At Ástato	222 Rn Radón
7	223 Fr Francio	226 Ra Radio	227 Ac Actinio	238 Th Torio	238 Pa Protactinio	238 U Uranio	238 Np Neptunio	238 Pu Plutonio	238 Am Americio	238 Cm Curio	238 Bk Berqueto	238 Cf Californio	238 Es Einstenio	238 Fm Fermio	238 Md Mendelevio	238 No Nobelio	238 Lr Lawrencio	

NÚMERO ATÓMICO

PESO ATÓMICO

ESTADO DE OXIDACIÓN

SÍMBOLO

NOMBRE

58. 140.12 Ce Cerio	59. 140.907 Pr Praseodimio	60. 144.24 Nd Neodimio	61. (145) Pm Prometio	62. 150.37 Sm Samario	63. 151.96 Eu Europio	64. 157.25 Gd Gadolinio	65. 158.925 Tb Terbio	66. 162.50 Dy Disprosio	67. 164.930 Ho Holmio	68. 167.26 Er Erbio	69. 168.934 Tm Tulio	70. 173.04 Yb Iterbio	71. 174.97 Lu Lutecio
90. 232.037 Th Torio	91. (231) Pa Protactinio	92. 238.03 U Uranio	93. (237) Np Neptunio	94. (238) Pu Plutonio	95. (243) Am Americio	96. (247) Cm Curio	97. (247) Bk Berqueto	98. (251) Cf Californio	99. (254) Es Einstenio	100. (253) Fm Fermio	101. (254) Md Mendelevio	102. (254) No Nobelio	103. (257) Lr Lawrencio

**Nota:** Los números más pequeños en cada casilla son los números de oxidación de los metales. Los números más grandes son los números de oxidación de los no metales. Los números de oxidación de los metales se le llama también tungsteno. Los nombres cinc y circonio pueden escribirse también como Zn y Zr.

Los números entre paréntesis se refieren a los isótopos más estables. Al volframio con 7.

Bertha Alicia Díaz Riestra  
3<sup>er</sup> D<sup>o</sup> # 45 Sec. Fda.

