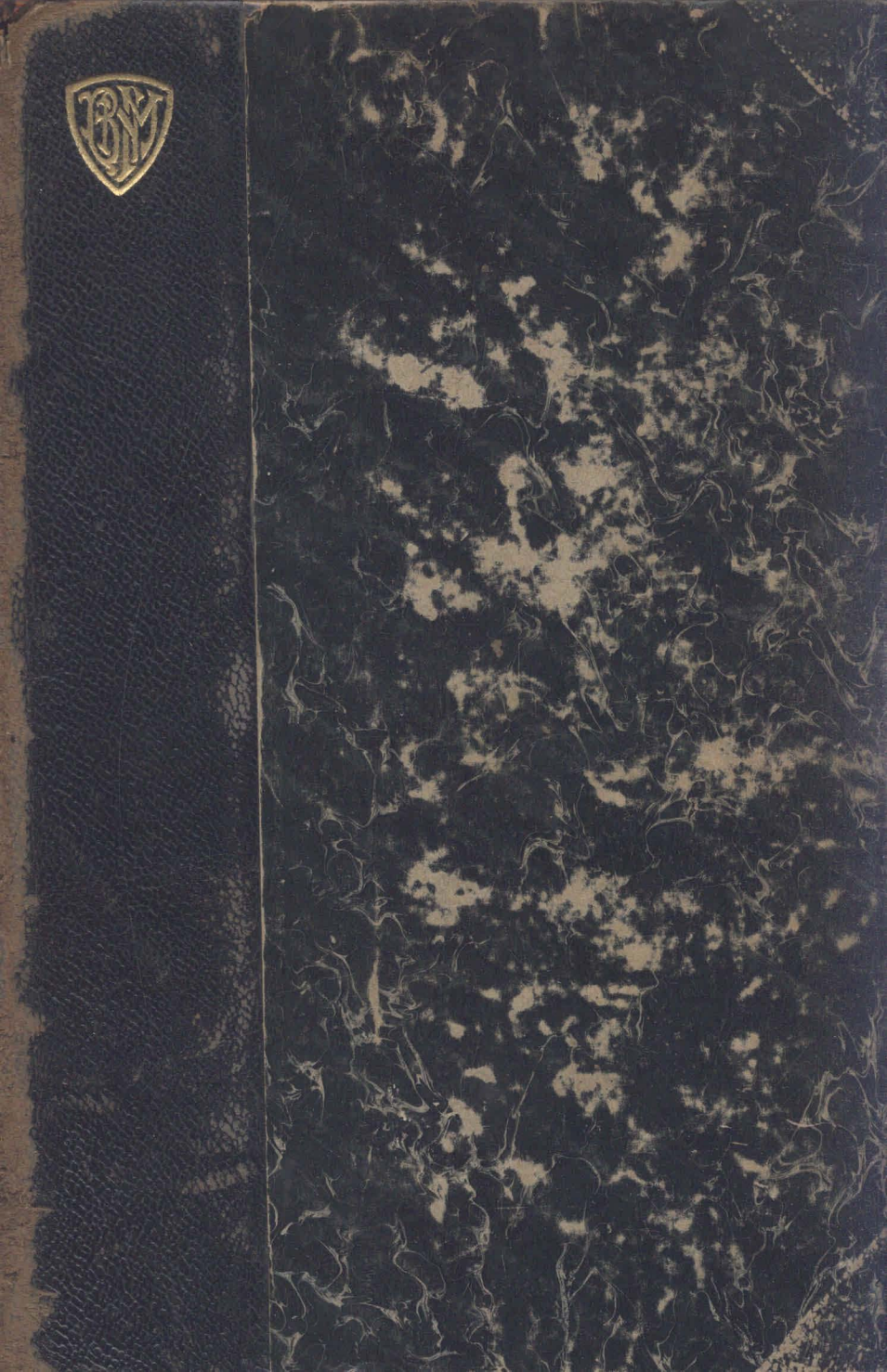


LOS PRIMEROS PASOS

EN

QUÍMICA

POR

FRANCISCO H. GAIBISSO

DOCTOR EN MEDICINA

PROFESOR DE ENSEÑANZA SECUNDARIA

PROFESOR EN EL INSTITUTO NACIONAL DEL PROFESORADO SECUNDARIO

PROFESOR EN EL COLEGIO NACIONAL MARIANO MORENO

BUENOS AIRES

TALL. GRÁF. DE LA COMPAÑÍA GENERAL FABRIL FINANCIERA

CALLE CALIFORNIA N.° 2020

· 1933 ·

BIBLIOTECA NACIONAL DE MAESTROS

DERECHOS RESERVADOS
(Leyes Nos. 7092 y 9510).

FE DE ERRATAS

Página 22. Renglón 31. Donde dice:

«como en el caso azufre-hierr...

léase:

«empleado en el caso azufre hierro»

Página 42. Renglón 31. Donde dice:

«sustancia rojiza semejante»

léase:

«sustancia de especie semejante»

Página 100. Nota (1) añadir: «una solución de Cl en hidróxido de Na». (ver pág. 290).

Página 132. Renglón 10. Léase:

$$2\ N\ O_3\ H + 2\ H = 2\ H_2\ O + N_2\ O_4$$

Página 234. Ecuación 2). Léase:

$$C\ O_3\ H_2 + Ca\ (OH)_2 = 2\ H_2\ O + C\ O_3\ Ca$$

Página 240. Renglón 3. Léase:

...«que el desarrollo de calor

Página 297. Léase:

$$\underset{\substack{\text{óxido}\\ \text{férrico}}}{Fe_2\ O_3} + 2\ Al = Al_2\ O_3 + 2\ Fe$$

PRÓLOGO

Son "los primeros pasos en química".

Debe verse, pues, en este libro un resumen de mis ideas sobre la manera de *iniciar* a los estudiantes en una disciplina desconocida para ellos.

La dedicación de una gran parte de mis energías, durante veinte años, a la enseñanza de esta hermosa Ciencia, me ha convencido de lo dificultoso que resulta trasmitir el *mínimum* de estos conocimientos, en el breve tiempo que se le asigna a la Química en nuestros planes de estudios: dos cursos de tres horas semanales cada uno.

Nuestras aulas están bien pobladas de estudiantes: buenos muchachos, en general inteligentes, pero poco dispuestos a someterse a la férrea disciplina del *método científico*. Les basta entrever un aspecto de las cosas o los fenómenos, para creer que conocen bien las cosas o los fenómenos..., y cuando se hurga un poco en su razonamiento y se les exige *precisión y relación* entre los conceptos, recuerdan muy mal y confunden lastimosamente conceptos y fenómenos.

No los censuremos. La razón de esto reside en que los programas de estudios son, en general, frondosos. En que existe una gran desarmonía en la distribución de las materias que constituyen el plan de enseñanza media, y si a todo esto se agrega la pobreza de la mayor parte de nuestros colegios en lo referente a laboratorios, se explica que los alumnos egresen del Colegio Nacional con nociones fragmentarias de cada asignatura.

Otro obstáculo que dificulta la formación intelectual de nuestros estudiantes, consiste en el criterio, que por desgracia se

generaliza, de considerar a la enseñanza media como una preparación para la Universitaria. De allí es que se haya infiltrado en la mente de los muchachos, la idea de preocuparse solamente de las asignaturas más relacionadas con la carrera universitaria que esperan adoptar. Los profesores ya maduros, hemos escuchado de labios de los muchachos esta o parecida frase: "yo ingresaré a la Facultad de Derecho... ¿Para qué estudiar Química o Fisiología?"

Adoptar este criterio y generalizarlo, equivaldría, según Le Chatelier, "al sistema de formación física que consistiera en hacer trabajar solamente las piernas de los futuros carteros y sólo los brazos de los obreros de usina".

La formación intelectual de nuestros estudiantes *no consiste en una documentada ilustración.* Se adquiere con el ejercicio diario de las facultades superiores del intelecto: *el arte de razonar, el espíritu de observación.*

A este respecto, la Química debe desempeñar un papel preponderante en los planes de estudio: analiza los fenómenos y llega a través de ellos hasta los conceptos.

No es posible, en efecto, dada la índole de los fenómenos químicos, aislarlos de los conceptos y teorías que explican sus relaciones. Y cuando mediante un trabajo diligente, se consigue que el alumno, frente a un hecho concreto (pongamos por caso la combustión de una bujía), razone los pormenores del proceso químico y los enlace con las causas productoras, hemos mejorado su patrimonio intelectual. Hemos robustecido su cerebro.

Y cuando con perseverante actividad conseguimos que el alumno se explique a través de fenómenos provocados en el laboratorio, muchos procesos naturales que habrá observado diariamente, sin entenderlos, encontrará belleza en estos estudios.

Habremos despertado su interés.

¿Y qué otra condición se requiere para estimular a los estudiantes? ¿Existe acaso otro método pedagógico mejor?

Para realizarlo debemos adoptar *exclusivamente el método experimental.* Es por él que la Química ha alcanzado un grado de desarrollo de tal importancia, que bien puede decirse sin exageración, que no hay rama de la Ciencia a la cual no complemente.

¡Si hasta pretendemos *explicar* los procesos de la vida de las células, como fenómenos físico-químicos!

Es por él que la Química pudo libertarse de un período de diecisiete siglos de oscurantismo: no supimos hasta Boyle lo que es un elemento; no supimos hasta Lavoisier lo que era el fuego;

no supimos hasta Proust, Dalton, Avogadro, ¡tan geniales!, lo que eran combinaciones y átomos y moléculas.

¡Método experimental! Y método experimental riguroso.

En muy contados casos se justifica la frase de "esto es así".

El "magister dixit" debe pasar al archivo de las cosas prehistóricas.

Mostrar el fenómeno y dialogar con los alumnos sobre sus posibles causas, es enseñarles a observar; es ayudarles a deducir. Es educarlos.

Será contraproducente, será un crimen pedagógico, enseñar el fenómeno químico, por definiciones.

La experimentación, en cambio, excitando la imaginación, obliga al alumno a deducir y a razonar.

Y el estudiante que por sí mismo llega a la conclusión exacta en la explicación de un fenómeno, debe sentir la íntima satisfacción del que *crea* algo.

Y cuando así no sea; cuando no alcance a explicárselo por sí solo; cuando sea necesario ayudarlo o explicárselo todo, ¡qué admiración sentirá por estos estudios y por los grandes maestros que nos dieron sus bases!

Yo sé que este método será penoso. Es más cómodo indicar un libro, señalar cada día la lección... y repetir. Pero así, no formaríamos cerebros. Así, no seríamos profesores. Así, estaríamos de más. Bastarían los antiguos celadores o "repetidores".

Hagamos trabajar a los muchachos, dando ejemplo de laboriosidad.

Mantengamos constantemente despierta su atención, interesándolos con el fuego de nuestro entusiasmo.

Descendamos hasta su *nivel de comprensión* y habremos hecho obra útil.

Muchacho: este libro está escrito para ti. ¿Puedo darte un consejo? No empieces a leerlo por la última página.

F. H. Gaibisso.

Buenos Aires, Mayo 1933.

CAPÍTULO I

LAS TRANSFORMACIONES FÍSICAS DE LAS SUSTANCIAS.

Se acostumbra a definir la *química* como *la ciencia que estudia la materia y sus transformaciones.*

Materia. — Decimos que es todo lo que ocupa un lugar en el espacio. Se nos presenta en muy distinta forma, y a esa variedad de su manifestación la llamamos sustancias. Las sustancias serían *especies* de materia. La observación común nos hace distinguir muy rápidamente el *cobre* del *plomo*, el *azufre del oro*, el *agua* del *alcohol*. Es que son sustancias distintas.

En otros casos, una misma sustancia puede afectar formas distintas, y a esa variedad de formas les llamamos cuerpos. Ej.: con madera podemos formar sillas, mesas o bastones. La madera sería la sustancia y la silla, mesa o bastón serían los cuerpos.

El número de cuerpos es entonces teóricamente infinito; el número de sustancias, conocidas hasta hoy, alcanza a 200.000.

Siendo tan grande el número de sustancias que debemos conocer y estudiar, será conveniente agruparlas, valiéndonos para ello de sus caracteres o propiedades

semejantes. Así podemos formar desde ahora 3 grandes grupos de sustancias.

Las sólidas	Ej. carbón, hierro, oro.
Las líquidas	Ej. alcohol, agua.
Las gaseosas	Ej. aire, oxígeno.

Los **sólidos** tienen forma propia. Tienen volumen propio.

Los **líquidos** necesitan un recipiente que los contenga y adoptan exactamente la forma de éste.

Se dice que son *móviles*, como el alcohol, por ejemplo. Menos móvil es el agua; *viscoso*, es el aceite, el petróleo.

Gases. — Son los más interesantes desde el punto de vista químico.

Son sustancias que no tienen forma propia, ni volumen propio. (Llenan por completo el recipiente en que se los coloca). Se dice, por eso, que los gases son *difusibles*.

Son, en general, incoloros (ej.: el aire, el oxígeno, el gas de alumbrado). Otros, tienen color, ej.: el *cloro*, que es amarillo verdoso.

Son muy *livianos* (comparados con los sólidos y líquidos):

1 litro de aire	pesa	aproximadamente	gr.	1,293
1 » » oxígeno	»	»	»	1,429
1 » » cloro	»	»	»	3,22

Presentan los gases dos propiedades que debemos recordar.

a) Son muy compresibles. — Esta propiedad también la presentan los sólidos y los líquidos, pero la diferencia está en que los sólidos y líquidos se comprimen desigualmente (cualquiera recuerda que el plomo se comprime más fácilmente que el hierro) y *los gases, en cambio, se comprimen igualmente*. Aclararemos esta noción:

A y B son dos recipientes iguales. En A tenemos encerrado *aire*, en B *cloro*. Ambos son gases.

Si colocamos sobre el platillo a' un peso cualquiera, el émbolo bajará, *comprimiendo el aire*. Si queremos que el émbolo b' baje exactamente igual que a', debemos colocar sobre él el mismo peso.

Todos los gases se comprimen igualmente (Boyle)

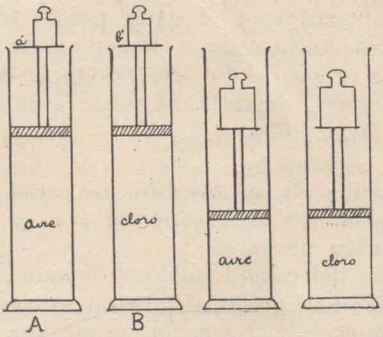


Fig. 1. Igual compresibilidad de los gases.

Este hecho interesante fué descubierto por el sabio inglés **Boyle**, y como es un hecho general, es decir, que se verifica con todos los gases, se le denomina **Ley de Boyle.** (Más adelante insistiremos sobre este asunto).

b) Si se calienta un gas, aumenta su volumen.

Todos los gases se dilatan igualmente. (Gay Lussac)

Esta propiedad se denomina *dilatación*. También la presentan los sólidos y en menor grado los líquidos. Lo especial aquí, como en el caso anterior, es que los gases *se dilatan igualmente* cuando se calientan igual. Este hecho también es general a todos los gases. Fué descubierto por el sabio francés Gay Lussac y se denomina por ello **Ley de Gay Lussac.**

Cambios de estado. — Cuando decimos que una sustancia es sólida, líquida o gaseosa, nos referimos a la temperatura en que habitualmente vivimos, es decir, una temperatura media de 15°. Pues todas las sustancias sólidas pueden transformarse en líquidas y éstas en gaseosas. Basta, para ello, calentarlas. Todos sa-

Una sustancia es sólida, líquida o gaseosa, según la temperatura a que está sometida.

bemos que el hielo se transforma en agua muy rápidamente cuando hace calor (cuando la temperatura es alta: 30/40°) y que el medio de conservarlo mayor tiempo es encerrarlo en una heladera para *aislarlo* del calor exterior.

Todos sabemos que el agua puede transformarse en vapor (sustancia gaseosa) calentándola.

Luego, la propiedad de una sustancia de ser sólida, líquida o gaseosa, depende del grado de calor (lo que se denomina *temperatura*) (1).

Importancia de los cambios de estado. — A esta transformación de las sustancias por el calor se le llama "cambio de estado".

El cambio del estado sólido al líquido se denomina **fusión** y el del líquido al gaseoso **evaporación.** Un sólido *funde* cuando se transforma en líquido (recordar la manteca o la grasa cuando se calientan).

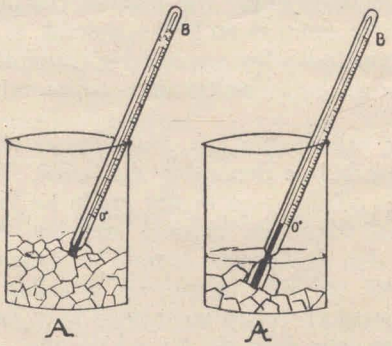


Fig. 2. Temperatura de fusión.

Un líquido se *evapora* cuando se transforma en gas.

Estos *hechos* tienen para el lector que se inicia en química, el interés de una adquisición científica nueva.

(1) Nuestro cuerpo, habitualmente, tiene 36-37 grados de calor; el agua hirviendo 100; el alcohol hirviendo 78.

Pero, analizados en detalle, veremos que adquieren entonces una importancia enorme.

El recipiente A contiene una sustancia sólida: es hielo triturado (reducido a pequeños trozos). Colocamos dentro de él el termómetro B y vemos que la columna interior brillante (es mercurio) que marca las temperaturas (los grados de calor) señalará menos de 0°. Esperamos un momento agitando con precaución para que no se rompa el termómetro y notamos que poco a poco el sólido se va transformando en líquido, el hielo se va transformando en agua, y mientras esto ocurre, es decir, mientras haya agua y algunos fragmentos de hielo, *el termómetro señalará 0°*. Es decir: durante todo el tiempo que los fragmentos del sólido se transformaban en líquido, el termómetro señaló siempre 0°; *señaló siempre una temperatura constante* (1). Y este hecho que hemos verificado con el hielo, ocurre también con todas las sustancias sólidas. Cada sustancia sólida *funde* a una temperatura determinada.

Cada sustancia sólida funde a una temperatura determinada.

Por eso la temperatura de fusión, se utiliza para caracterizar o reconocer una sustancia.

La temperatura de fusión de una sustancia, es una *propiedad invariable.* Es una de las llamadas **constantes físicas.**

El *azufre* funde a 114°. El *estaño* a 232°. El *plomo* a 327°. El *hierro* a 1600°.

Si hacemos lo análogo con un líquido, es decir, si lo calentamos hasta que se transforme en vapor, veremos que empieza a hervir y mientras está hirviendo y transformándose en vapor (sustancia gaseosa) el *termómetro señala también una temperatura constante:* La temperatura de ebullición.

Cada sustancia líquida hierve a una temperatura determinada.

El agua hierve a 100°. El alcohol a 78°. El éter a 34°. (2)

(1) Cuando todo el hielo se transformó en agua, entonces, poco a poco, el termómetro fué subiendo hasta señalar la temperatura del exterior.

(2) Nuestras manos sumergidas en *éter hirviendo* sentirían fresco. Caliéntese en cualquier recipiente agua hasta 50 ó 60°. *Retírese lejos del fuego* y colóquese sobre esa agua caliente, una cápsula de porcelana con éter. Al poco tiempo, es decir, cuando el calor del agua calienta la cápsula y por ella el éter, si éste alcanza a 34° *comienza a hervir*. Póngase una mano dentro de este líquido hirviendo. *Se sentirá fresco* (no se caliente el éter directamente con el fuego. Sería peligroso. ¡Cuidado!)



Reversibilidad. — Estos cambios de estado son *reversibles*. Se producen mientras actúa el calor. Cuando la sustancia se enfría, ésta vuelve al estado primitivo. Tomemos el ejemplo del agua por ser el más común.

Experiencia: Hágase hervir agua en una pava. Se verá salir tumultuosamente por el pico, una columna de vapor de agua. Recójase ese vapor en un vaso grande, frío, colocando su abertura al lado del pico. Pronto el vaso se cubrirá en su interior de gotas de agua (1).

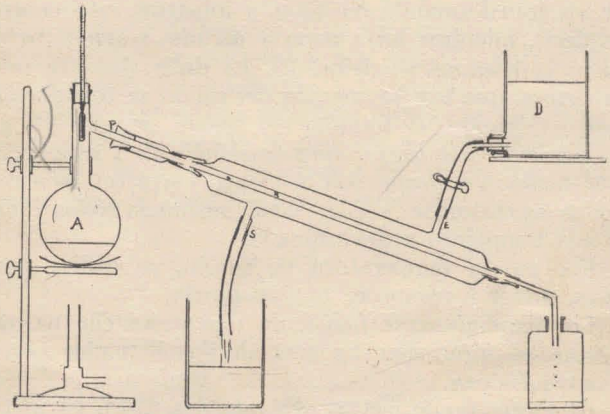


Fig. 3. Destilación.

Este aparato aquí dibujado es una modificación mejorada de la experiencia de la pava. En el balón A, hay agua. Se hace hervir. El vapor saldrá por el pico P y pasará por el tubo R. Este es un refrigerante. Para enfriar el vapor de agua que sale de A se hace correr agua fría que viene del depósito D y entra por E al cilindro que rodea al tubo R y sale por S. De ese modo

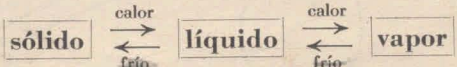
(1) En el aire que nos rodea existe siempre un poco de vapor de agua. Por eso en invierno los vidrios de las ventanas amanecen por el lado interior empañados. Es el vapor de agua de la habitación que al contacto del vidrio frío se transforma en líquido.

¿Y las copas que contienen agua helada y se empañan por fuera? Resuélvalo.

hay una corriente de agua fría que enfría el exterior del tubo R, mientras por su interior circula vapor de agua proveniente del balón A. El vapor de agua se enfría, se transforma nuevamente en agua y cae gota a gota por el extremo del tubo. A esta operación se le llama **destilación.**

Ha consistido en lo siguiente: el líquido, al ser calentado, se transformó en vapor, y éste, al ser enfriado, volvió a dar el líquido primitivo (se *condensó*). Se ha producido una transformación denominada *fenómeno reversible* (1).

Resumiendo lo dicho a propósito de los cambios de estado, diremos:



SOLUCIONES

Los cambios de estado fueron transformaciones de sustancias, producidas por *una energía:* el calor.

Decimos que la energía calor agregada al sólido hielo lo transforma en el líquido agua.

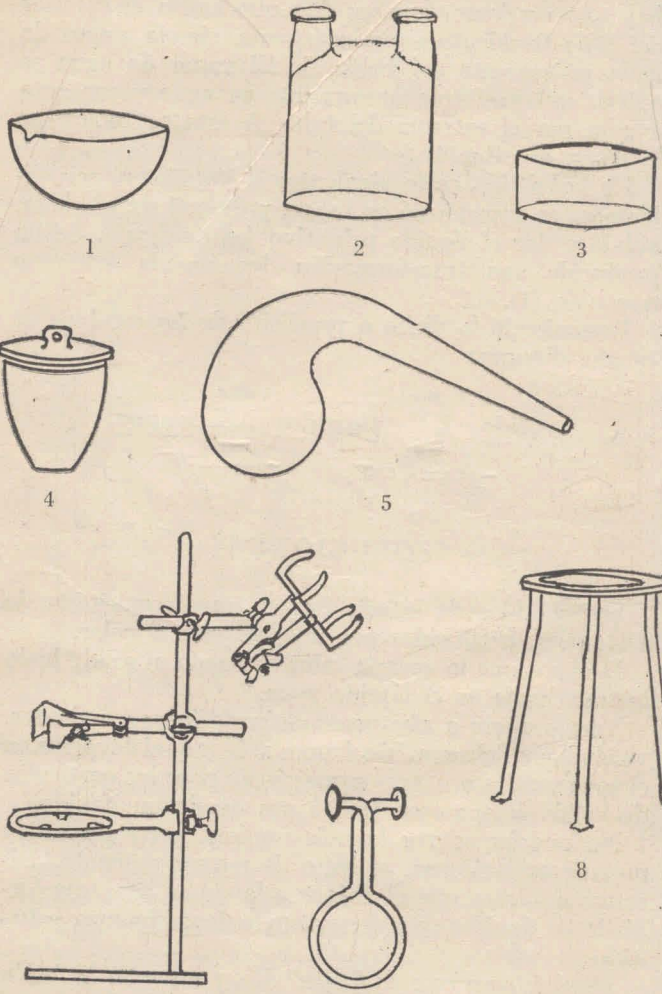
Vamos ahora a efectuar transformaciones semejantes, valiéndonos del agua. Si echamos azúcar o sal de cocina en el agua y agitamos, vemos que poco a poco las partículas del sólido desaparecen y sólo nos queda un líquido.

Solución

No podríamos ver la más mínima partícula sólida aunque empleáramos el lente de mayor aumento. Diremos entonces que el azúcar o la sal se han transformado en líquidos y al fenómeno lo denominamos **solución.**

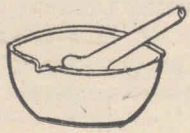
¿Será éste un caso de fusión? No, porque en la fusión hay presentes una sustancia y una energía. En el

(1) La lluvia sería una destilación de agua: el agua de los ríos y otros depósitos, *evaporada por el calor del sol* ascendería a las capas superiores de la atmósfera y allí el frío la condensaría cayendo nuevamente en forma de lluvia.

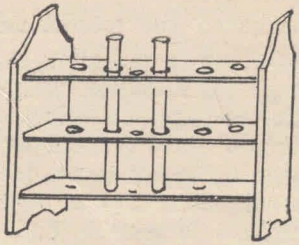


ÚTILES DE LABORATORIO

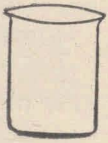
1 Cápsula. 2 Frasco lavador (de Woulfe). 3 Cristalizador. 4 Crisol. 5. Retorta. 6 Pinza. 7 Soporte. 8 Trípode.



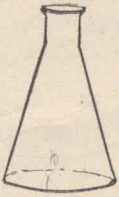
1



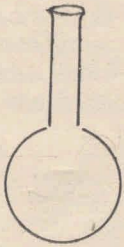
2



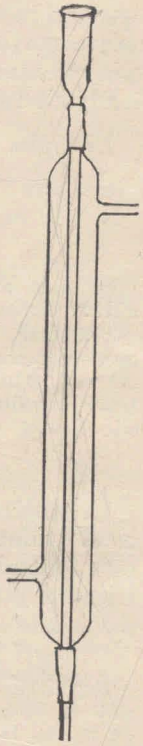
3



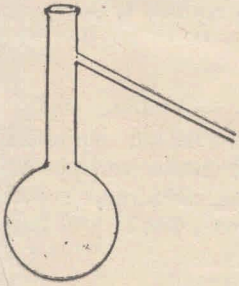
4



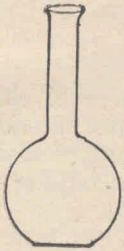
5



8



6



7

ÚTILES DE LABORATORIO

1 Mortero. 2 Tubos de ensayo. 3 Vaso de precipitación. 4 Frasco de Erlenmeyer. 5 Balón. 6 Balón de destilación. 7 Matraz. 8 Refrigerante.

fenómeno que estudiamos ahora, hay *dos sustancias*, el líquido y el sólido.

Saturación

¿Podrá disolverse cualquier cantidad de azúcar o sal? No. Si seguimos echando, en la misma cantidad de líquido, cada vez, nuevas cantidades de sal o azúcar, llega un momento en que el sólido no desaparece; no se disuelve. A este punto le llamamos *saturación*, y decimos la solución está saturada (1).

Relación entre temperatura y solubilidad.

¿Se disolverá la misma cantidad en agua fría o en agua caliente? Comprobaremos que, en general, se disuelve mayor cantidad de sustancia, en agua caliente que en agua fría. Cada sustancia tiene su límite de solubilidad determinada para cada temperatura.

Ejemplo:	la sal	a 100°	de temperatura	28%
	el salitre	» 120°	» »	225%
	el azúcar	» 100°	» »	450%

Experiencia: Disuélvanse 84 grs. de salitre en 50 grs. de agua, a 100° de temperatura.

Tendremos así una *solución saturada*. Déjese enfriar y veremos que una porción del sólido salitre se ha depositado en el fondo del vaso. ¿Qué ha ocurrido? La solución contenía la mayor cantidad de salitre posible a 100°, pero a menor temperatura depositó el exceso.

Cristalización. — Si observamos la sal depositada en el fondo del vaso, anteriormente citado, veremos que está formada por partículas sólidas, de formas geométricas. A esas partículas se les llama *cristales* y al fenómeno *cristalización*.

Experiencia: Disuélvanse 10 grs. de sulfato de cobre pulverizado en 50 grs. de agua. Fíltrese la solución y déjese en un vaso en reposo. Después de varios días, encontraremos grandes cristales translúcidos de color azul.

(1) Cuando la solución contiene poco menos de la saturación, se llama *concentrada;* si tiene mucho menos, *diluída*.

Efecto del calor y del frío sobre las soluciones.

Experiencia: *a*) Hágase hervir una solución acuosa de sal marina. Obsérvese el termómetro y se verá que *no permanece estacionario*. La columna va subiendo poco a poco mientras hierve. Finalmente toda el agua es evaporada y queda la sal sólida y seca.

b) Enfríese suficientemente una solución acuosa de sal y se formarán trocitos de hielo. Lávense con agua destilada para quitarles lo poco de agua salada que los humedece y pruébese su sabor: *no son salados*.

A mayor proporción de soluto mayor temperatura de ebullición.

En el primer experimento se evaporó el agua, pero, para ello, *necesitamos mayor temperatura* cada vez que una porción de agua desaparecía del frasco. Ocurren las cosas, como si el sólido que está disuelto en el líquido, retuviera cada vez con mayor energía al líquido que queremos evaporar.

A mayor proporción de soluto menor temperatura de congelación

En el 2.° experimento ocurre lo mismo: el termómetro marca *una temperatura más baja* cada vez que una porción de agua se congela.

Diremos entonces que la temperatura de ebullición de un líquido, que contiene sustancias disueltas, es más alta que la del líquido puro, y que la temperatura de congelación de un líquido, que contiene sustancias disueltas, es más baja que la del líquido puro.

Las soluciones son mezclas homogéneas

¿Son sustancias puras las soluciones? — Hemos visto que mientras hervía la solución, la columna termométrica iba ascendiendo. *No permanecía estacionaria.* Cuando se congeló la solución, ocurrió lo mismo. Fué bajando la columna, mientras se congelaba el agua de la solución.

Esto, ya lo sabemos, no puede ocurrir con las sustancias puras. Diremos entonces que las soluciones son mezclas, pero *mezclas homogéneas* (1).

(1) Una mezcla de agua y polvo de carbón (p. ej. sería una mezcla heterogénea.

CAPÍTULO II

LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS DE LAS SUSTANCIAS

Combinación.

Combinación. — Experiencia: Pulverícese bien 8 grs. de azufre y mézclese prolijamente con 14 grs. de hierro en polvo. Colóquese en un tubo de ensayo y caliéntese fuertemente con un mechero de gas, empezando por la parte superior. Al poco tiempo se ve que la mezcla se pone *incandescente* (roja, como una *brasa* de carbón) y la incandescencia va progresando hasta el fondo del tubo. Cuando esto ha ocurrido, se retira el tubo del contacto de la llama del gas y se deja enfriar. Queda, dentro del tubo, un *sólido* de color gris casi negro. Resulta difícil desprenderlo del vidrio al que se ha soldado. Se rompe para ello el tubo de ensayo y se recoge así la sustancia que encontramos dentro de él. Es una materia *dura*, *brillante*, *pesada*, **muy diferente** del azufre y del hierro en polvo que habíamos empleado.

En efecto:

El azufre se inflama si se pone en contacto con una llama (cerilla, astilla, mechero de gas, lamparita de alcohol.	Esta materia no se inflama.
El azufre es amarillo.	Esta materia es casi negra.
El hierro puede ser atraído por un imán.	Esta materia no.

Nos encontramos en presencia de un fenómeno diferente a los que hemos estudiado hasta ahora.

Se unen *dos* sustancias y se forma otra nueva.

Esto que obtuvimos es distinto a una *mezcla* de azufre y hierro, porque en ellas, el azufre puede reconocerse por su propiedad de ser inflamable, por su color amarillo, porque puede disolverse en un líquido que se llama sulfuro de carbono.

El hierro de una mezcla tal, podría separarse perfectamente valiéndose de un *imán* que lo atrae adhiriéndolo.

La combinación no es una mezcla.

Esto que obtuvimos, también es distinto a una solución.

Sabemos que al calentar una solución, conseguimos separar *el solvente* evaporándolo y nos queda *el soluto*. Con lo que hemos obtenido ahora, no podemos separar el azufre por fusión aunque calentemos esa sustancia gris negra, dura, que hemos obtenido.

No es una solución.

Por eso entonces, porque el producto obtenido no es una mezcla, porque no es tampoco una solución, porque es diferente a todo lo que hemos visto hasta ahora, le llamamos de una manera diferente también: le llamamos **combinación química.**

¡Extraño e interesante fenómeno! ¿Qué tiene de azufre esta sustancia? ¿Qué tiene de hierro? Aparentemente nada y, sin embargo, ha sido producida con azufre y hierro.

Podríamos repetir con Ostwald: "ha desaparecido la sustancia azufre y la sustancia hierro, y en su reemplazo y *al mismo tiempo* ha aparecido otra nueva".

Desaparecen o se disimulan las propiedades de los componentes.

¡Ha desaparecido el azufre! ¡Ha desaparecido el hierro! ¿Es posible? Veamos. Conocemos las materias por sus propiedades y las del azufre y las del hierro no las encontramos en esta nueva materia. Pero hay una propiedad que no ha desaparecido, que no podrá disimularse: *es el peso*. Si hemos experimentado correctamente y pesamos la nueva materia, encontramos que su peso es igual a la suma de los pesos que empleamos: 8 grs. de azufre y 14 grs. de hierro; es decir, que hemos obtenido 22 grs. de esta nueva sustancia.

Pero no desaparece el peso.

No ha habido entonces pérdida de materia: la nueva sustancia pesa tanto como las que le dieron origen. Ya podemos proseguir con confianza el estudio de estos fenómenos (que podríamos llamar extraordinarios), *pues ya sabemos que no hay destrucción de materia.*

Para producir la nueva sustancia por la unión del azufre y del hierro, empleamos 8 grs. de azufre y 14 de hierro.

Si variáramos las cantidades respectivas en forma de utilizar los dos componentes, azufre y hierro, *en distinta relación* que 8:14, quedaría el sobrante sin combinarse. Por ejemplo: Si empleamos 10 grs. de azufre y 14 de hierro, nos quedarían 2 grs. de azufre sin combinar.

Obtendríamos 22 grs. de esa nueva sustancia y 2 grs. de azufre *libre*, azufre con todas sus propiedades. (Lo mismo ocurriría si empleáramos un exceso de hierro) (1).

Fenómenos semejantes a este que estamos analizando, podríamos efectuarlos con muchas sustancias.

Experiencia: Póngase azufre pulverizado y mercurio en un mortero y mézclese íntimamente las dos sustancias. Poco a poco se va obteniendo una pasta de color gris obscuro que se obscurece hasta hacerse negra.

Y bien: si en este caso empleamos cantidades en relación determinada, todo el azufre y todo el mercurio se combinarán entre sí. La relación puede expresarse por las cifras 4 para el azufre y 25 para el mercurio.

El calor acelera las combinaciones.

Esta combinación la hemos efectuado por *simple contacto* entre los dos componentes, sin ayuda del calor, como en el caso azufre-hierro. Pero podríamos colocar la mezcla de azufre y mercurio en un tubo de ensayo y calentar. Oiríamos pequeñas explosiones *y la combinación se efectuaría más rápidamente.*

(1) Se sobreentiende que las cifras de 8 y 14 indican no cantidades absolutas sino *relación de peso*. Lo mismo sería 2 y 3.5; 1 y 1.75, etc.

A estos fenómenos tan especiales les hemos llamado *combinación química*. Al producto que resulta le llamaremos *compuesto químico* y a las sustancias que se unieron en esa relación determinada, *componentes químicos*.

Compuestos y componentes

Démosle un nombre a estos compuestos:

al 1.° le llamaremos **sulfuro de hierro,**

al 2.° » » **sulfuro de mercurio**

y así indicamos que no tienen las propiedades del azufre y del hierro o del azufre y del mercurio, pero su nombre recuerda que han sido obtenidos con azufre, hierro y mercurio.

Todos conocemos algunos metales: hemos visto *plomo, hierro, cobre*. Habremos visto que los objetos metálicos dejados al aire se alteran. Vamos a analizar este fenómeno.

Experiencia: Coloquemos en 4 crisoles de porcelana, hierro en polvo, cobre en laminillas, plomo en pequeños fragmentos y cinta de magnesio. Pesemos cada uno de ellos cuidadosamente y anotemos el peso. Luego calentemos fuertemente cada uno de los crisoles hasta que los metales adquieran el aspecto de una brasa de fuego. Esto se consigue bien con el hierro y el cobre. El plomo se funde antes y va cambiando de color. El magnesio de pronto se inflama, produciendo una luz deslumbradora.

El metal calentado en el aire aumenta de peso.

Cuando esto haya ocurrido, dejemos de calentar el magnesio y continuemos con los otros. Veremos que el hierro se va transformando en un polvo negro, el plomo se va recubriendo de una película de color rojizo y el cobre se va cubriendo de un polvo negro.

Dejemos enfriar los crisoles y cuando estén fríos pesémoslos nuevamente. *Habrán aumentado de peso.*

¿Cómo debemos interpretar este fenómeno? 1.° El metal ha sufrido un cambio pronunciado. Del sólido brillante que era antes de sufrir la acción del calor, se ha transformado en un polvo sin brillo (1). 2.° El au-

(1) A este polvo los químicos antiguos le llamaban *cenizas metálicas*, porque, según ellos, era el residuo del metal que había sufrido la acción del fuego.

mento de peso indica que el metal se ha unido a alguna otra sustancia; diremos entonces que *el metal se ha combinado con algo.* Ese *algo* que se ha combinado con los metales aumentando su peso y produciendo un compuesto, ¿no podrá separarse nuevamente del metal? No se consigue separarlo de los metales que hemos elegido, pero vamos a calentar la *ceniza del mercurio,* llamada *óxido de mercurio.*

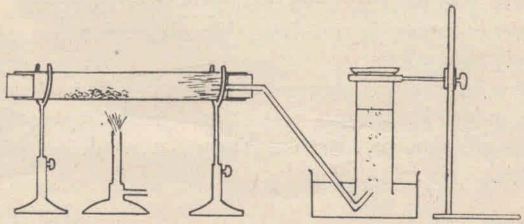


Fig. 4. Descomposición del óxido de mercurio.

Experiencia: Colocamos en el tubo de *vidrio infusible* la ceniza del mercurio, que es un polvo rojo y calentamos fuertemente. Vemos que el polvo se va obscureciendo y salen por el tubo de desprendimiento burbujas de una sustancia gaseosa que recogemos en la probeta. Al mismo tiempo vemos que en las partes frías del tubo se condensan gotitas de mercurio, blancas, brillantes, muy movedizas.

Evidentemente, diremos que la ceniza del mercurio estaba formada por la combinación del mercurio y un gas. ¿Qué propiedades tiene este gas? Colocamos dentro de la probeta donde lo recogimos, una astillita de madera, inflamada en uno de sus extremos y notamos que ese punto en ignición, al penetrar en la probeta, *¡arde con gran brillo!* Anotemos entonces *como propiedad característica de ese gas la de acelerar las combustiones.*

A este gas, **Lavoisier** le llamó **oxígeno.** Diremos entonces: la ceniza del mercurio, llamada óxido de mercurio, es un compuesto químico formado por la unión del mercurio y el oxígeno.

Descomposición. — Por la acción del calor sobre una sustancia que llamamos óxido de mercurio, hemos obtenido el gas oxígeno y el líquido mercurio. Diremos entonces que *el mercurio y el oxígeno* son los *componentes* del óxido de mercurio.

Cuando calentamos el mercurio en contacto con el oxígeno a una temperatura de 350° obtenemos la combinación óxido de mercurio y cuando calentamos esta sustancia a 400° *descomponemos* el compuesto. La descomposición es entonces un fenómeno inverso a la *combinación*.

En efecto, es inverso:

Combinación	*Descomposición*
Se forma *una* sustancia nueva uniendo dos o más.	Con una sola sustancia se obtienen varias.

Si hubiéramos pesado el óxido de mercurio que calentamos para descomponerlo, hubiéramos notado lo siguiente:

De un compuesto pueden obtenerse sus componentes en relación determinada de peso.

Supongamos que se utilizaron 27 grs. de óxido de mercurio y se calentaron hasta *descomposición completa*, es decir, hasta que no quedara ninguna porción de óxido de mercurio. Obtendríamos así 25 grs. de mercurio y 2 grs. del gas oxígeno (1).

En la descomposición de esta sustancia, se verifica también *el hecho de la relación de peso entre los componentes*, que encontramos a propósito de la combinación.

Descomposición indirecta. — Hemos visto que el azufre, combinándose con el mercurio, produjo una sus-

(1) Empleando cualquier cantidad de óxido de mercurio y descomponiéndola, obtendríamos siempre una relación de mercurio y oxígeno como 25 : 2. Ej.: Empleando 54 gr. de compuesto obtendríamos: 50 de mercurio y 4 de oxígeno ($\frac{50}{4} = \frac{25}{2}$). Empleando 81 gramos de óxido de mercurio obtendríamos 75 de mercurio y 6 de oxígeno. ($\frac{75}{6} = \frac{25}{2}$), etc.

tancia negra que llamamos sulfuro de mercurio. El hierro con el azufre produjo también sulfuro de hierro.

Experiencia: Colocamos en un mortero un poco de sulfuro de mercurio y lo mezclamos perfectamente con un poco de hierro en polvo. Colocamos la mezcla en un tubo de ensayo y calentamos: pronto vemos que en las partes frías del tubo se depositan gotitas de Hg. y en el fondo del tubo queda una sustantancia gris oscura. ¿Qué ha ocurrido?

Evidentemente el mercurio que aparece en las paredes del tubo de ensayo, proviene del sulfuro de mercurio. Diremos entonces que el sulfuro de mercurio se ha *descompuesto* en mercurio y azufre, pero como de estos dos componentes sólo obtenemos el mercurio, deduciremos que el azufre se ha combinado al hierro formando sulfuro de hierro.

Podríamos expresar *en esquema*, el fenómeno de la manera siguiente:

Sulfuro de mercurio + hierro **producen** *sulfuro de hierro + mercurio*

En el caso anterior de descomposición del óxido de mercurio, se separaron el mercurio y el oxígeno por medio del calor. Fué una *descomposición directa*. En este otro caso del sulfuro de mercurio, la descomposición se produjo por la influencia conjunta del calor y del hierro. La llamamos *descomposición indirecta*.

Y podemos decir: el hierro desaloja al mercurio que está combinado con el azufre.

Reflexiones acerca de la combinación y descomposición: Lo que más nos habrá sorprendido al analizar el fenómeno de la combinación, es que los componentes que se unen para formar un compuesto, parece que desaparecieran; pues, como hemos visto, de sus propiedades sólo se conserva el peso. Pero al descomponer el compuesto (en los casos en que esto es posible como en el del óxido de mercurio) vuelven a obtenerse los componentes *con todas sus propiedades*.

Cuando descompusimos un compuesto, *de una manera indirecta*, valiéndonos de otra sustancia (en el caso que estudiamos: sulfuro de mercurio por medio del hierro), obtuvimos dos comprobaciones: 1.°, que el componente que quedaba libre de combinación, conservaba todas sus propiedades (en el ejemplo, el mercurio), y 2.°, que el componente que se combinaba con la nueva sustancia (en el ejemplo: el azufre) formaba el mismo compuesto que si se hubiera combinado directamente.

Estamos obligados a deducir lo siguiente: las sustancias como el azufre, hierro, mercurio, oxígeno, al combinarse entre sí o al separarse después de haberse combinado, no pierden ninguna de sus propiedades. *No se transforman.*

Se unen de esa manera especial que llamamos combinación química y *las propiedades del compuesto debemos interpretarlas como una resultante de las propiedades de los componentes.*

A Boyle se debe la noción de "elemento".

Esta noción fué demostrada por primera vez por el sabio inglés **Boyle**, el cual dió a estas sustancias el nombre de **elementos químicos.**

Las características de los elementos son entonces las siguientes: sustancias que no pueden descomponerse en otras *ni pueden transformarse en otros elementos.* Sólo pueden formar compuestos.

En la naturaleza las encontramos *libres* como el azufre, el oxígeno (en el aire), el oro, o *combinados* con otros como el cloro, que unido al sodio, forma el compuesto que llamamos comúnmente sal de cocina o cloruro de sodio.

Su número es limitado.

El número de elementos conocidos hasta hoy es limitado. Aproximadamente 87. Anteriormente (véase página 9) habíamos dicho que las sustancias conocidas alcanzaban a 200.000. Esto se refiere a las sustancias compuestas, y este hecho debe hacernos pensar en lo extraordinario del caso de que con tan pequeña cantidad de elementos puedan obtenerse tan gran variedad de compuestos. (Algo semejante ocurre con las 26 letras del alfabeto, que permiten producir infinidad de palabras).

Los compuestos que forman son numerosísimos.

Se representan estos elementos con una letra inicial de su nombre en latín o griego.

SIMBOLOS DE LOS ELEMENTOS

Aluminio	Al	Fósforo	P	Paladio	Pd
Antimonio	Sb	Gadolinio	Gd	Plata	Ag
Argon	Ar	Galio	Ga	Platino	Pt
Arsénico	As	Germanio	Ge	Plomo	Pb
Azufre	S	Hafnio	Hf	Potasio	K
Bario	Ba	Helio	He	Praseodimio	Pr
Berilio	Be	Hidrógeno	H	Radio	Ra
Bismuto	Bi	Hierro	Fe	Radón	Rn
Boro	B	Holmio	Ho	Renio	Re
Bromo	Br	Illinio	Ill	Rodio	Rh
Cadmio	Cd	Indio	In.	Rubidio	Rb
Calcio	Ca	Iodo	I	Rutenio	Ru
Carbono	C	Iridio	Ir	Samario	Sa
Cerio	Ce	Lantano	La	Selenio	Se
Cesio	Cs	Litio	Li	Silicio	Si
Cinc	Zn	Lutecio (Casiopeo)	Lu	Sodio	Na
Circonio	Zr	Magnesio	Mg	Tántalo	Ta
Cloro	Cl	Manganeso	Mn	Talio	Tl
Cobalto	Co	Masurio	Ma	Teluro	Te
Cobre	Cu	Mercurio	Hg	Terbio	Tb
Cripton	Kr	Molibdeno	Mo	Titano	Ti
Cromo	Cr	Neodimio	Nd	Torio	Th
Disprosio	Dy	Neon	Ne	Tulio	Tu
Erbio	Er	Niobio	Nb	Tungsteno	W
Escandio	Sc	Níquel	Ni	Urano	U
Estaño	Sn	Nitrógeno	N	Vanadio	V
Estroncio	Sr	Osmio	Os	Xenon	Xe
Europio	Eu	Oro	Au	Yterbio	Yb
Fluor	F	Oxígeno	O	Ytrio	Yt

En presencia de esta importante adquisición química podemos decir que *la materia que forma el universo* se presenta a nuestros sentidos en 87 formas distintas. Diremos entonces que **en la actualidad conocemos 87 materias distintas.**

CAPÍTULO III

OXÍGENO

Hemos visto que calentando el óxido de mercurio, obteníamos un gas que llamamos oxígeno.

Obtendremos oxígeno, también, calentando una sustancia llamada *clorato de potasio.*

Experiencia: Colóquese un poco de clorato de potasio en un tubo de ensayo y caliéntese. Al poco tiempo funde la sal y luego si se continúa calentando, se desprende un gas. Recójase y verifíquese que se trata de oxígeno. Queda en el tubo una sal blanca que llamamos *cloruro de potasio.*

clorato de potasio $\xrightarrow{+\text{calor}}$ **oxígeno** + **cloruro de potasio**

Los elementos no se alteran al entrar en combinación.

Ya estamos en condiciones de suponer que este oxígeno que forma parte del clorato, debe ser igual al que forma parte del óxido de mercurio, pero podemos comprobarlo viendo, por ejemplo, que los dos aceleran la combustión de una astillita.

Este elemento presenta la propiedad de combinarse con todos los demás.

Experiencia: Colóquese en seis frascos llenos de oxígeno, las siguientes sustancias: En el número 1, un trocito de *sodio* del tamaño de una arveja (1), introduciéndolo por medio de una cucharita de combustión y calentada previamente En el número

(1) El sodio es una sustancia blanda como la cera y que se guarda en frascos cubierto con nafta para aislarlo del contacto del aire, pues éste lo altera.

Los elementos se combinan con el oxígeno (arden en él)

2, un trozo de *cinta de magnesio* que se sujeta por medio de una pinza de hierro y se calienta en uno de sus extremos. En el número 3, una espiral de *alambre de hierro*, muy delgado y calentado fuertemente en su extremo (1). En el número 4, un trozo de *azufre*. En el número 5, un trocito de *fósforo*, y en el número 6, un trocito de *carbón*. Estos tres últimos, por medio de cucharitas de combustión y calentándolos también.

Al introducir estos elementos, calentados, en el oxígeno, *arden con gran intensidad*.

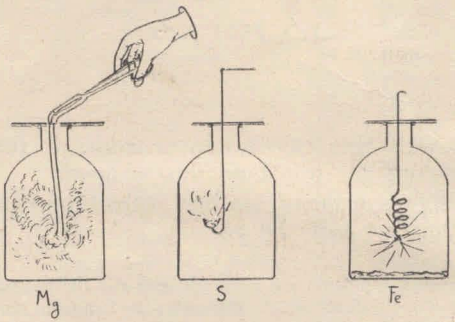


Fig. 5. Combustiones vivas en el oxígeno.

Cuando la combustión de estos distintos elementos ha terminado, disolvemos en agua los productos obtenidos.

En el frasco N° 1 encontraremos un *sólido blanco*.
» » » » 2 » » *íd. íd.*
» » » » 3 » » sólido color gris obscuro.
» » » » 4 » » gas incoloro.
» » » 5 » » sólido, muy tenue, que llena el frasco de humo blanco.
» » » » 6 » » gas incoloro.

Todos se disuelven en agua, excepto el contenido en el N.° 3.

(1) En el fondo del frasco colóquese una capa de arena para evitar que se quiebre el vidrio.

Tratamos la solución por un poco de una sustancia que llamamos *tintura de tornasol* y notamos:

Unos forman ácidos (los metaloides), otros no (los metales).

que en el 4 - 5 - 6 la tintura se enrojece.
» » » 1 - 2 » » » azulea.
» » » 3 » » » no cambia de color.

En los frascos 4 - 5 - 6 que contenían azufre, fósforo y carbón, se han formado sustancias que, disueltas en agua, tienen *sabor agrio*, ácido, como suele decirse también (1).

Diremos entonces:

El Azufre, *Fósforo,* *Carbono*	ardiendo en el oxígeno y disuelto el producto en agua	forman sustancias **ácidas.**
El Sodio, *Magnesio,* *Hierro*	ardiendo en el oxígeno y disuelto el producto en agua	no forman ácidos.

Este segundo grupo contiene elementos que conocemos con el nombre de *metales* (el hierro es bien conocido).

El primer grupo contiene elementos que debemos diferenciar de los metales, por esta marcada diferencia en el resultado de su combinación con el oxígeno. Por eso se les ha llamado *metaloides* o no metales.

Metales y Metaloides.

Vemos entonces, que los elementos reaccionan **de dos modos** *distintos al actuar sobre el oxígeno.*

Y por esto, podemos desde ya agruparlos en 2 grandes categorías:

los **metales**
los **metaloides**

¿Qué nombre les asignaremos a las sustancias obtenidas? Podremos llamarlas: ácido del azufre, ácido del fósforo, ácido del carbono.

Y a los obtenidos con los metales, *hidróxidos* (acción del agua, "hidros", sobre los óxidos).

(1) Pruébese el sabor de esas soluciones y se notará que son agrias.

Les llamaremos pues: hidróxido de sodio, de magnesio. ¿Cómo llamaremos al del hierro? Vimos que éste no se disolvió en agua y que no azuleó la tintura de tornasol. Le llamaremos entonces, óxido de Fe.

Otras propiedades del O. — Hemos visto que es un *gas*. No es coloreado. Se disuelve poco en agua: a 0° de temperatura se disuelven en 1 litro de agua litros 0,050, es decir, 50 centímetros cúbicos. A 20° de temperatura se disuelven sólo 31 cc. (1).

1 litro de oxígeno puro pesa a 0° de temperatura, gr. 1,429. Si se enfría mucho y se comprime al mismo tiempo, puede *licuarse*, es decir, cambiar de estado, transformándose en líquido azul claro (2), muy móvil, que hierve transformándose nuevamente en gas a — 182,5°.

Combustión. — Hemos visto que varios elementos, calentados en un punto e introducidos en un frasco que contenía oxígeno, ardieron con *gran brillo*. Resultó muy intenso e interesante este fenómeno, en el caso del hierro.

En estos fenómenos se desprendió calor y luz, es decir, apareció lo que llamaban los antiguos "fuego", expresión que conservamos aún. Le damos también el nombre de *combustión*.

Notamos que algunas de esas sustancias que ardían en el aire débilmente, al ser introducidas en el oxígeno ardieron con gran brillo. Esto se debe a que el aire que nos rodea tiene oxígeno mezclado con otro gas (que es indiferente para la combustión, puesto que no la acelera) en la proporción aproximada de 1 vol. de oxígeno y 4 volúmenes del otro gas, que también es

(1) Este hecho es general para todos los gases. Se disuelven tanto más en agua, cuanto menor sea la temperatura. Lo contrario de los sólidos (véase página 18).

(2) El color de las sustancias es una propiedad variable. Depende del estado físico o del grado de división. Ej.: el oro en láminas muy delgadas es de color verde.

un elemento y que llamamos **Nitrógeno.** (1). Estando este gas en mayor proporción, diluye el oxígeno y modera su acción.

Experiencia: Se coloca sobre el flotador un trocito de fósforo el que se toca con un alambre calentado y cuando empieza a arder, se cubre con la campana tapada. El fósforo continúa ardiendo gracias al aire contenido en la campana, y finalmente se apaga. Se ve entonces que el nivel del agua asciende dentro de la campana, ocupando el espacio que ocupaba antes el oxígeno gaseoso y que ahora ya no existe, pues se combinó con el fósforo formando el óxido correspondiente que poco a poco se disolvió en el agua.

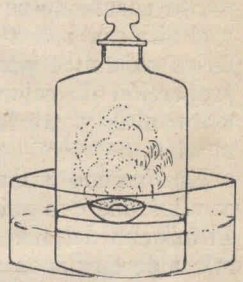


Fig. 6. Obtención del N del aire.

El N no es comburente. En el aire, modera la acción del oxígeno, de la misma manera que el agua al ser agregada al vino disminuye la acción cáustica del alcohol que éste contiene.

Según la prolijidad con que se haya efectuado la experiencia, se obtendrá un resultado que se aproxime al exacto, es decir, 1/5 de volumen de gas desaparecido (combinado con el fósforo) y 4/5 de volumen de gas residual.

Destápese la campana e introdúzcase una cerilla encendida. *Se verá que ésta no continúa ardiendo.* El nitrógeno no mantiene la combustión. *No es comburente.*

Al oxígeno, que mantiene la combustión, le llamamos gas *comburente*, y a las sustancias que arden en el oxígeno, *combustibles.*

Hemos visto que casi todos los elementos son combustibles, pues de los 87 conocidos, sólo no se combinan con el oxígeno, los siguientes:

Helio - Fluor - Neon - Argon - Cripton - Xenon (elementos muy raros en la naturaleza, excepto el Fluor). Los otros se combinan todos.

Para iniciar el fenómeno es necesario calentarlos en

(1) Los antiguos le llamaron a este gas, ázoe (de "*a*" = sin; "*zotikos*" = vida) que significaría privador de vida, pues notaron que los animales no podían vivir en una atmósfera de este gas.

un punto (1). La parte calentada, en presencia del oxígeno, empieza a arder y el resultado de ello es la *producción de calor* que se propaga a las partes vecinas del punto encendido, facilitando la combustión de éstas. Si esto ocurre en el aire, el calor producido en el punto encendido se distribuye entre las partes vecinas y el aire que rodea al cuerpo, y como en el aire atmosférico existen 4 partes de N para 1 de O, una gran proporción de calor se pierde en la atmósfera, al calentar al N y, por lo tanto, no se aprovecha en la combustión.

Las combustiones son fuentes de calor.

Este mismo razonamiento se aplica a una sustancia combustible cualquiera (Ej.: una astillita, una bujía). El oxígeno del aire, se combina con los elementos químicos de esos cuerpos y ellos *parecen destruirse*. Lo que ocurre es que el O, combinándose con los elementos químicos que constituyen la bujía o la madera, produce *sustancias gaseosas* que se difunden en el aire y queda una pequeña porción de sustancias sólidas que forman lo que llamamos *cenizas*.

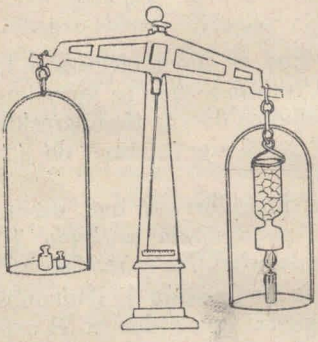


Fig. 7. La sustancia que arde aumenta de peso.

Si recogemos esos gases y sumamos su peso al de las cenizas, veremos que la *sustancia que arde, aumenta de peso* (puesto que se *combina* con el O).

Experiencia; El tubo que señala el dibujo, sobre la bujía, contiene trozos de cal viva. Esta tiene por objeto retener los gases que se producen durante la combustión. Para realizar la experiencia, se establece el equilibrio de la balanza y luego se enciende la bujía. A los pocos minutos el platillo que la sostiene, baja.

(1) Es indiferente el medio empleado para calentar la sustancia. Los antiguos y los salvajes aun hoy encienden sus fuegos, produciendo una *chispa* por choque o calentando por *rozamiento*.

El O es *respirable*. Puede ser introducido en los pulmones de los animales, sin inconveniente. Sabemos, por otra parte, que si a un animal le falta el aire, se asfixia y no tarda en morir.

Por eso los antiguos denominaron al oxígeno *aire vital*. Y al N, *ázoe* (privador de vida). En una atmósfera de N, un animal no podría vivir; no porque el N sea asfixiante, sino porque le faltaría el oxígeno.

Respiración. — A esta utilización del O por los pulmones, le llamamos respiración y el fenómeno, aunque menos brillante que las combustiones que hemos analizado, es de la misma clase.

Los elementos químicos, que constituyen los tejidos del ser vivo, *se oxidan* y el resultado es la *producción de gases* (que se exhalan por el pulmón) y *desarrollo de calor* (necesario para la vida) que se distribuye por el organismo. Prueba de que se produce una transformación química, por el contacto de la sangre y el O, es que la sangre que llega al pulmón es oscura (casi negra) y cuando se pone en contacto con el O se transforma en rojo escarlata. Circula en estas condiciones (oxigenada) y se pone en contacto con los distintos tejidos, cediéndoles nuevamente el O y retornando a su color negro.

Oxidación, Combustión, Respiración, son, por lo que acabamos de decir, fenómenos semejantes y consisten en la fijación de O por sustancias (simples o compuestas) que llamamos combustibles. *En todos los casos, hay producción de calor*. En algunos (oxidación, respiración), la producción de calor es lenta; en otros es instantánea y alcanza, por lo tanto, a temperaturas muy altas. En el caso del hierro, que hicimos arder en el O, se llega a *fundir* el metal, que cae en pequeños glóbulos al fondo del frasco y se sabe que la temperatura de fusión del Fe, alcanza a 1600°.

El Flogisto. — Los antiguos tenían sobre la combustión, ideas muy diferentes a las que acabamos de exponer.

La primera tentativa realizada para explicar los fenómenos de oxidación, respiración y combustión, se debe al médico prusiano Jorge Ernesto Stahl (1660-1734), el cual suponía que todas las sustancias que ardían, lo hacían gracias a un fluido contenido en ellas y que de ellas se desprendía durante la combustión, en forma de llamas.

A este fluido le llamó *flogisto* (del griego "floguere"= arder). Las sustancias muy combustibles como el C (por ej.) debían ser muy ricas en flogisto.

Esta hipótesis fué aceptada y repetida con entusiasmo, en Alemania, por Margraff; en Francia, por Geoffroy, Rouelle y otros; en Inglaterra, por Cavendish y Priestley; en Suecia, por Scheele.

Con tanto entusiasmo, que llegaron estos sabios a despreciar una observación de la mayor importancia. Es esta: si las sustancias (los metales, por ej.) al arder pierden su flogisto y dejan cenizas, éstas deben pesar menos que el metal primitivo. Los hechos habían demostrado, en cambio, a Rey (1630), Hooke (1665), Bayen (1774), que *las cenizas metálicas pesaban más que el metal primitivo.* Y lejos de confrontar su hipótesis con los hechos, se aferraron en tal forma a ella, que llegaron a suponer que el misterioso flogisto pesaba menos que el aire y desempeñaba, unido a los cuerpos que lo contenían, el papel de un flotador.

Es que la hipótesis citada tenía la virtud de agrupar varios fenómenos semejantes, desde un punto de vista común, y todo ensayo de clasificación o síntesis seduce.

Por otra parte, no se habían librado aún los químicos de aquel tiempo, de la hipótesis griega de que el fuego era un elemento material; por eso las sustancias que ardían debían contener gran cantidad de ese elemento.

Le estaba reservada a un hombre valiente y observador, a **Lavoisier,** la gloria de explicar estos fenómenos en su verdadero sentido.

Utilizando la balanza en todas sus experiencias, *nos legó nuestro método actual de trabajo en química* y el

concepto fundamental que citamos al principio (pág. 22) el de la **conservación de la materia,** con estas palabras: "*Nada se crea, ni en las operaciones del arte ni en las de la naturaleza. En toda operación química existe la misma cantidad de materia antes y después de la operación* (1).

El oxígeno del agua.

La energía "electricidad" descompone el agua.

Experiencia: Se unen en serie, como lo indica el esquema, 3 pilas de las comunes de campanilla eléctrica y se hace pasar la corriente producida, por el agua. Si se emplea *agua destilada*

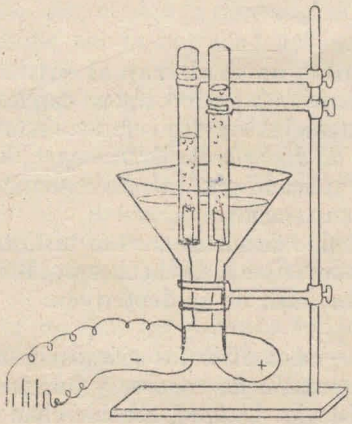


Fig. 8. Descomposición del agua por la corriente eléctrica.

(véase pág. 14) no se observa nada de notable. *El agua* destilada ofrece una gran resistencia al paso de la corriente.

Si se agrega al agua contenida en el embudo, algo de ácido (p. ej.: ácido del S, ácido sulfúrico) o también hidróxido de sodio, el paso de la corriente se manifiesta por la producción de burbujas gaseosas, que se desprenden alrededor de los electrodos y que se acumulan en los tubitos preparados al efecto.

(1) Este sabio fué **guillotinado** en 1794 durante la revolución francesa.

Se verá que el tubo colocado en el electrodo del polo positivo, contiene oxígeno.

El otro tubo contiene también un gas que difiere del oxígeno, por ser *inflamable* (combustible). Efectivamente: si retiramos el tubo y lo colocamos, boca abajo, sobre una llama, notamos que se inflama, por la producción de una pequeña detonación y la formación de una llamita muy pálida.

Dos volúmenes de H y un volumen de O.

Diremos entonces: la energía llamada *electricidad*, ha descompuesto el agua en dos componentes: Oxígeno y otro gas al que se denomina hidrógeno (Hidro = agua, Geno = engendro).

El volumen del H obtenido, es el doble que el del oxígeno.

Los elementos no se alteran al entrar en combinación. — Hemos obtenido oxígeno empleando sustancias muy desemejantes. En efecto: estas sustancias fueron: *óxido de Hg*, *clorato de K*, *agua*. En todos los casos hemos aplicado una *energía conveniente*, descomponiendo la sustancia.

Y el O obtenido de sustancias tan distintas era igual.

Debemos, pues, fijar bien el concepto: **los elementos no se transforman, no se destruyen.**

Alquimia. — Los filósofos griegos, que el alumno habrá tenido ocasión de conocer y admirar en sus estudios de Historia Antigua, consideraban la variedad de materias observadas en la naturaleza, como provenientes de un *principio* o elemento único. Tales de Mileto, (640 años a. de C.), suponía que todo el Universo provenía de un solo principio o elemento: *el agua*. Ferecides, (600 años a. de C), creía que la *tierra* era el principio común. Anaxímenes (550 años a. de C.) enseñaba que tal principio era el *aire*. Para Eráclito, era el *fuego*.

Paulatinamente estas ideas originales fueron dando nacimiento a otras cuyo sostenedor principal fué Aristóteles (384-322 a. de C.) y que consistían en suponer

que cualquiera de esos principios podía transformarse en otro.

Su razonamiento esquematizado era el siguiente: "si al *agua*, que es húmeda y fría, se le añade el *fuego*, que es seco y caliente, se transforma en *aire* que es húmedo y caliente".

agua (humedo-frío) + **fuego** (caliente-seco) ⟶ **aire** (humedo-caliente)

Para Aristóteles, en cada elemento *prevalecía* una de las dos propiedades. El fuego era más caliente que seco. El aire más húmedo que caliente. Y entonces, en el ejemplo citado más arriba, la sequedad del fuego había sido sobrepasada por la humedad del agua y por eso se producía aire.

Esos principios, pues, representaban *propiedades* y bastaba neutralizar una propiedad añadiendo otra opuesta, para transformar el elemento.

La autoridad mental de Aristóteles, era grande. Su influencia persistió mucho tiempo.

Y todos los hechos nuevos que se descubrían, eran explicados o adaptados a las ideas originales de Aristóteles.

Andando el tiempo, los químicos hubieron de reconocer que en las sustancias debían considerarse otras propiedades que las fundamentales citadas por Aristóteles y así fué que se describieron como materias fundamentales:

el S que representaba la propiedad de ser inflamable.

» Hg. que representaba la propiedad metálica (brillo).

la Sal que representaba la propiedad de disolverse en agua.

» tierra que representaba la inalterabilidad ante el agua y el fuego.

Y este error original, de creer que la materia era una cosa y las propiedades una manifestación que podía quitarse o agregarse a voluntad, llevó a los químicos de aquella época, sobre todo durante la Edad Media, con un entusiasmo extraordinario, a realizar todo género de experiencias, para transformar los metales comunes en oro. Esa época, que abarca varios siglos, constituyó la llamada *alquimia*.

Realizaron los químicos de ese período, toda clase de ensayos para obtener oro, transformando otros metales, y procediendo así, encontraron un gran número de compuestos nuevos (1). Ante la inutilidad de sus esfuerzos imaginaron la existencia de algo que llamaron la quintaesencia y también *piedra filosofal*, sustancia dotada, según su imaginación, de múltiples propiedades: debía transformar, por su contacto, los metales en oro; debía rejuvenecer a los ancianos y curar a los enfermos. ¡Ideal que será de todas las épocas! ¡La riqueza, la juventud y la salud!

Hasta que llegó **Roberto Boyle** (1626-1691) a implantar el método de la *observación* y la *experimentación* **previas** a los dogmas, pues, según él "estamos convencidos de que no hay otra vía segura para alcanzar la verdad, que hacer variadas experiencias sobre cuerpos naturales".

Su concepto de *elemento químico*, es el que hemos estudiado en las páginas anteriores.

(1) Lord Bacon (Novun Organun I-83), refiriéndose a la alquimia, dice "puede compararse al moribundo que anuncia a sus hijos haber sepultado un tesoro en alguna parte de su viñedo. Los hijos, afanosamente, remueven la tierra en busca del tesoro y aunque no lo hallan, obtienen, como resultado de la remoción del terreno, una vendimia abundante."

CAPÍTULO IV

HIDRÓGENO

Hemos visto que la corriente eléctrica descompone el agua (que se ha hecho conductora por medio de un ácido o un hidróxido) en dos gases el O y el H.

También podemos obtener el H del agua, utilizando el método que ya conocimos y que llamamos descomposición indirecta (véase pág. 25).

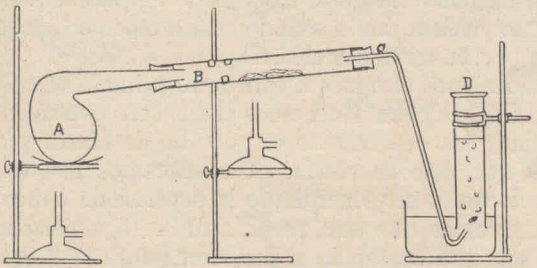


Fig. 9. Descomposición del agua por Fe al rojo.

El Fe desaloja al H del agua

Experiencia: En la retorta A colocamos agua hasta que ocupe la mitad de la retorta. El cuello de ésta penetra en el tubo B (de hierro) (1) de 25 cms., dentro del cual hemos colocado hilos de hierro brillante o clavitos nuevos (no oxidados). El tubo B debe estar como lo indica la figura, ligeramente inclinado.

(1) Podría ser también de porcelana o de vidrio muy resistente llamado vidrio infusible. Pero resulta más fácil seguir las indicaciones del esquema.

Se ajusta el cuello de la retorta al tubo por medio de tiras de amianto (sustancia incombustible). Igual se procede con el tubo de salida C. Cuando el tubo B está calentado al rojo, se calienta la retorta hasta que el agua hierva. El vapor de agua llega al contacto del hierro contenido dentro del tubo y se ven aparecer en la probeta D burbujas de gas que se van acumulando. Se desprecian las tres o cuatro primeras probetas (1) que contienen el gas mezclado con aire del aparato y se recoge la 5.ª y las que se deseen. Retírese la probeta del agua, tapando la abertura con un vidrio, acérquese su boca a una llama y se inflamará el gas obtenido de la misma manera que lo hizo el que obtuvimos por electrólisis:

Es hidrógeno.

Cuando todo el gas obtenido en la probeta ha ardido, observaremos que las paredes interiores de la probeta están *empañadas*, están cubiertas de vapor de agua que se ha condensado al contacto frío de las paredes.

El H al arder produce agua.

Diremos que *el H al arder produjo agua* al estado de vapor (debido al calor de la llama) y el vapor se transformó nuevamente en agua, cuando se enfrió.

Sabemos ya que una sustancia que arde, se combina con el oxígeno. Luego el agua está compuesta por H y O, como ya dedujimos cuando realizamos su descomposición por la corriente eléctrica.

El O combinado no ha perdido su propiedad de combinarse con el hierro.

Desarmemos el aparato retirando primero el tubo de vidrio C, de la cuba. Retiremos el mechero que calentaba el agua y los que calentaron el tubo de hierro y esperemos que éste se enfríe. Si observamos los clavitos que colocamos al principio de la experiencia dentro del tubo, veremos que han perdido su brillo, transformándose en una sustancia rojiza, semejante a la que se forma sobre un objeto de hierro que se deja un tiempo a la intemperie, lo que llamamos habitualmente *herrumbre* y que es, como ya sabemos, *óxido de hierro.*

Luego el Fe, ayudado por el calor (500°|600°) puede descomponer el agua, apoderándose de su O y dejando libre el H.

Es un ejemplo más de descomposición indirecta.

(1) Sígase este consejo. Luego veremos por qué.

Podremos expresar este fenómeno de la manera siguiente:

Agua + Fe = óxido de Fe + H

Descomposición del agua a temperatura más baja. — Empleando otros metales, obtendremos análoga descomposición, a menor temperatura.

Experiencia: En un tubo de ensayo, se llena 1|4 de su capacidad de agua y se agrega un poco de polvo de Zn.

Se calienta el Zn, que ocupa la parte superior, y luego se corre la llama hacia abajo para hacer hervir el agua (100°.) En estas condiciones, el agua es descompuesta y se desprende H, que puede reconocerse. En el tubo queda *óxido de Zn.*

El Zn descompone el agua a 100°

II) Por medio de un metal, *sodio*, podemos obtener también el H del agua, con mucha rapidez.

Experiencia: En una cápsula de porcelana, llena hasta la mitad de agua, se echa un trocito de sodio, *del tamaño de una lenteja.* Se observa un fenómeno interesante. El sodio flota (densidad = 0.97) y se desplaza en todos sentidos por la superficie del agua, mientras se oye un chirrido y se ven desprenderse burbujitas de gas.

Podemos recoger este gas, procediendo con mucho cuidado, porque la *reacción es muy viva* y podría ofrecer peligro. Procédase así:

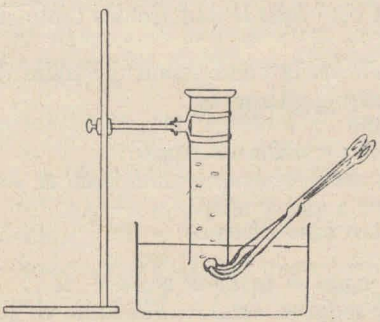


Fig. 10. Descomposición del agua por el Na.

Tómese con una pinza un trocito de sodio, del tamaño de una lenteja y colóquese, hundiéndolo rápida-

Algunos metales actuando sobre el agua forman *óxidos*

mente en el agua, en la boca de la probeta. Suéltese el trocito de sodio y ascenderá rápidamente en la probeta. El gas desprendido, no teniendo así salida, se acumulará en la parte superior y desalojará al agua. Repitiendo varias veces la operación y *siempre empleando trozos muy pequeños de sodio*, conseguiremos obtener una probeta llena de gas. Comprobaremos que es H, por los medios habituales.

Por estas experiencias hemos obtenido la comprobación de que algunos metales desalojan al H del agua, reteniendo el oxígeno.

En el caso del Fe, quedó óxido de hierro como residuo
» » » » Zn, » » » Zn » »

En el caso del sodio quedó óxido de sodio, pero disuelto en el agua.

Recordemos que cuando hicimos arder el Na en el oxígeno (véase pág. 30) pudimos disolver en agua, el sólido blanco que habíamos obtenido, y comprobamos que la solución *azuleaba la tintura de tornasol*. En la experiencia que acabamos de realizar, después que el H se ha desprendido, obtenemos una solución que también azulea la tintura de tornasol. En la experiencia de la pág. 30, al producto obtenido le llamamos hidróxido de sodio. En este caso le llamaremos también hidróxido de sodio.

El fenómeno de la combustión del sodio (pág. 30) lo podríamos esquematizar así:

sodio + *O* = *óxido de sodio*
óxido de sodio + *agua* = *hidróxido de sodio*

En este otro caso diremos:

sodio + *agua* = *óxido de sodio* + *H*
óxido de sodio + *agua* = *hidróxido de sodio* (1)

(1) Debemos hacer notar que esta disolución del óxido de Na en agua, no es una mezcla semejante a las que vimos a propósito de las soluciones (véase pág. 15): se trata aquí de una verdadera combinación. El alumno comprenderá esto, más adelante.

Y el resultado, como vemos, es el mismo, pero con la liberación del H.

El H de los ácidos.

Experiencia: Prepárese una solución del ácido del S, llamado ácido sulfúrico (véase pág. 31) de la manera siguiente: a 4 volúmenes de agua, agregar poco a poco 1 volumen del ácido, agitando con una varilla de vidrio. Así conseguimos una solución diluida del citado ácido. (1).

Hágase lo mismo con el ácido fosfórico (2).

Colóquese cada solución ácida en un tubo de ensayo y añádase un poco de cinta de Mg. Se verá un rápido desprendimiento de gas. Este fenómeno es más acentuado con el ácido sulfúrico que con el fosfórico.

Los metales Mg, Zn Fe desalojan el H de los ácidos.

Puede recogerse este gas y constatarse que es H.

Si reemplazamos el Mg por el Zn obtenemos también H, pero no tan rápidamente. Si utilizamos el Fe, el fenómeno, aunque muy visible, es más lento. (En ambos casos se produce más rápidamente con el ácido sulfúrico que con el fosfórico).

Diremos, entonces, que los metales *Mg, o Zn, o Fe, desalojan el H de los ácidos*, como lo hicieron con el agua. Pero en el caso de los ácidos, *la reacción es más rápida*. Para desalojar el H del agua por el Zn o el Mg, necesitamos llevar el agua a la temperatura de ebullición (100°). En el caso del Fe, fué necesario una alta temperatura.

Empleando los ácidos, en cambio, el fenómeno es tan rápido y se desarrolla tanto calor, que es conveniente enfriar el tubo, sumergiéndolo en agua fría, porque el calor desarrollado puede llegar a hacer hervir la solución ácida.

El alumno observará por ahora, que en los casos que tratamos, el metal se disuelve poco a poco en el ácido.

(1) Procédase como se indica y no al contrario. Es decir, no se agregue el agua sobre el ácido, porque se desarrolla mucho calor y puede esto hasta hacer hervir el agua.

(2) Aquí es indiferente echar el ácido antes o después del agua. No ofrece peligro.

Siendo tan fácil obtener el H de los ácidos, se empleará este método para obtenerlo en mayor cantidad. En el frasco A de dos bocas (frasco de Woolf) se coloca Zn en pequeños fragmentos (se lo encuentra en el comercio como Zn en granallas).

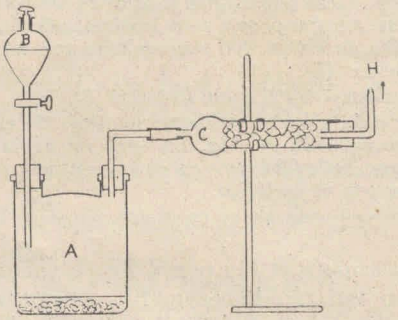


Fig. 11. Obtención del H de los ácidos.

Por el tubo B y valiéndose de la llave se deja caer sobre el metal, el ácido diluído (se utiliza ácido sulfúrico).

El H que se desprende, sale del frasco y pasa por el tubo C que contiene cal viva. Esta sustancia (es óxido de Ca) tiene gran avidez por el agua y el alumno habrá observado más de una vez al albañil que "apaga la cal", es decir, que la mezcla con el agua. Habrá visto que al mezclarla con el agua, se desarrolla mucho calor (1).

Manera de secar el H

El objeto de colocar cal viva en el tubo C, es *secar el H* que saldrá del frasco. En la reacción entre el Zn y el ácido sulfúrico, se desarrolla calor y éste *evapora un poco de agua*, de modo que el gas hidrógeno sale del frasco, *mezclado* con vapor de agua. Al pasar por el tubo C y ponerse en contacto con la cal, ésta retiene el vapor de agua, pasando el H solo, sin agua o (como se acostumbra decir) seco.

(1) Aquí también se produce una combinación entre el óxido de Ca y el agua. Se forma hidróxido de calcio (véase pág. 44).

Si en el frasco A se desarrollara demasiado calor, convendría enfriarlo, sumergiéndolo en un recipiente que contenga agua fría.

De esta manera, agregando el ácido diluido a medida que se necesita, obtenemos una producción regular de gas H (1).

Propiedades del H. — Hemos comprobado que el H es un gas incoloro. Vimos también que no se disuelve en el agua.

Es un gas muy liviano.

Es característico su poco peso. Comparado con el aire que nos rodea, es 14.44 veces más liviano. En efecto, 1 litro de aire a 0° de temperatura pesa 1 gr. 293 y *1 litro de H en las mismas condiciones: gr. 0.089.*

Experiencia: *a*) Llénese una *vejiga* con H *bien seco.* Se verá después de haber cerrado prolijamente su abertura con un hilo, que la vejiga asciende en el aire.

b) Hágase burbujear H en espuma de jabón. Si se emplea un tubo algo grueso, se formarán muy bellas pompas de jabón, que se elevarán en el aire.

Esta propiedad del poco peso del H, se aprovecha para llenar globos. Los globos con que juegan los niños, se llenan con H. Lo mismo se hace con los grandes globos que se utilizan para explorar las altas regiones de la atmósfera y con los *dirigibles* que se ensayan en la actualidad como medios de transporte rápido.

Recordemos que aquellos globitos con que solíamos entretenernos, se arrugaban después de algunas horas y caían al suelo. Es que perdían su H. En efecto, *este gas es muy difusible* Pasa con rapidez a través de las membranas porosas y esto constituye un inconveniente para su empleo en los *dirigibles.*

Actualmente se tiende a reemplazarlo, por otro gas, *el helio*, que en muy pequeña proporción existe en el aire y aunque es *2 veces más pesado que el H*, no

Es muy difusible

(1) Es necesario que los tapones ajusten bien, de lo contrario el H escapa por el intersticio que éstos dejaran entre ellos y la boca del frasco. Son útiles para este objeto, los tapones de caucho (vulgarmente llamados tapones de goma).

es tan difusible y presenta la ventaja de no ser inflamable.

Experiencia: Llénese un tubo de ensayo con H puro (sin aire) (1) en la cuba neumática. Retíreselo de ésta, tapando su boca con el pulgar y teniéndolo boca abajo tápase con un poco de papel de filtro que se mantendrá sujeto por medio de un arito de caucho. Prepárese una llamita cualquiera (cerilla, bujía, mechero, etc.) y colocando el tubo boca arriba *acérquese rápidamente la llama.* Se verá que el H arde encima del papel, es decir, que el gas atraviesa el papel. Luego que ha ardido el H, empieza a arder el papel.

Es combustible

Hemos visto ya en varias experiencias anteriores que el H. es inflamable. *Es*, pues, *un gas combustible.* Esta propiedad requiere que nos detengamos un momento por los peligros que entraña.

El H mezclado con aire produce una detonación, si se lo acerca a una llama.

Experiencia: Recójase en un tubo de ensayo la *primera* porción de H que se produzca en cualquier aparato y acérquese el tubo, boca abajo, a una llama colocada lejos del aparato. No arderá. La primera porción de gas recogido, es, en su mayor parte, aire y como tal, no arde. Recójase un segundo y un tercer tubo y acérquense, en la misma forma descripta, a una llama. Se producirán *detonaciones bastante intensas.* Ello se debe a que estas porciones son mezclas de H y aire. Continúese recogiendo en tubos de ensayo el H que se obtenga y finalmente arderá *sin detonar.* El H puro se inflama con llama pálida y produce, como ya dijimos, vapor de agua.

El H al arder produce agua.

Experiencia: Asegúrese que el H que se desprende del aparato de la fig. 11 *no contiene aire* (es decir, que ha desalojado todo el aire del aparato) procediendo como se acaba de decir y enciéndase *recién entonces, el gas* que sale por el tubo C. Arderá tranquilamente (2) con una llamita pálida que poco a poco se va

(1) Recordemos que en todo aparato productor de H, deben desecharse las primeras porciones obtenidas, pues son mezclas del H y del aire contenido en el aparato.

(2) Esto de que el H arde "tranquilamente" es una manera de decir que no explota violentamente como en las condiciones citadas más arriba. En realidad esta combustión "tranquila" del H que se desprende por un tubo delgado, está formada por una serie regular y rápida de pequeñísimas explosiones. Se puede poner de manifiesto este fenómeno por el experimento, muy interesante, de la "armónica química". Para efectuarlo, introdúzcase la llamita del H en tubos de vidrio de distinto diámetro y largo y se obtendrán sonidos muy variados.

coloreando de amarillo. (1) Manténgase sobre la llama un vaso en forma tal que la llamita penetre en el interior, y pronto se condensará en las paredes frías del vaso, el vapor de agua que correrá por ellas y caerá en gotas.

Si se hubiera encendido el H *antes de haber eliminado el aire del aparato*, la **explosión producida sería tan violenta que se destrozarían los frascos y tubos, con grave riesgo para el experimentador.**

El alumno puede cerciorarse de la violencia de la detonación, del modo siguiente:

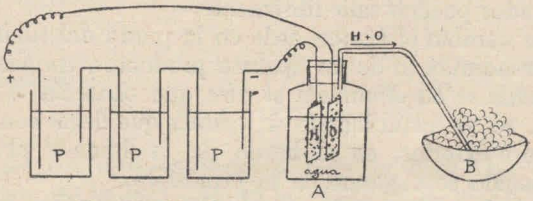


Fig. 12. Mezcla explosiva de H y O.

En el frasco A se efectúa la electrólisis del agua, por medio de la corriente que producen las tres pilas P. Los gases hidrógeno y oxígeno *salen mezclados* por el tubo t y llegan al recipiente B que contiene una solución de jabón. Allí producen burbujas que flotan en la superficie del líquido. Cuando se hayan reunido bastantes burbujas, se corta la corriente, *se retira la cápsula lejos del aparato* y se le acerca a las burbujas una cerilla encendida. Se produce una *detonación violenta*, sin peligro en este caso, porque se efectúa en la superficie y en la cápsula abierta.

La síntesis del agua. — Hemos visto que el agua se descompone al paso de la corriente eléctrica en H y O.

A esta operación se le llama en química *Análisis* del agua.

Luego vimos que al arder el H, se vuelve a formar agua y como ya sabemos que una sustancia que arde, se combina con el O, deducimos de aquí, que el agua está formada sólo por H. y O.

Este poder de combinación del H con el O debe ser

(1) El vidrio es un *compuesto* que contiene sodio y cuando se calienta mucho se descompone un poco volatilizándose el sodio, que colorea a la llama de amarillo.

muy grande y muy rápido a juzgar por la *explosión* producida *cuando encendimos la mezcla de los dos gases.* De esto deducimos que por efecto de la combinación de los dos elementos, *debe desarrollarse mucho calor*, el cual, dilatando enormemente el vapor de agua formado, origina un *aumento brusco* de la presión de los gases dentro del aparato y produce la rotura del mismo.

Cuando la explosión se produce en un tubo de ensayo, no ofrece peligro, porque la boca de este tubo es del mismo diámetro que el resto del tubo y los gases dilatados pueden salir libremente.

En cambio el H que arde en la punta del tubito de desprendimiento de un aparato productor, *cuando previamente se ha eliminado el aire* que contenía el aparato, se va combinando a medida que llega, con el O del aire exterior, en el borde de la llama y el calor producido se expande en la atmósfera.

Lo mismo ocurre si se mezcla gas de alumbrado con aire y se pone al calor de la llama. La combinación de los componentes del gas de alumbrado con el O es rápida y produce la explosión. Pero si se enciende el gas puro en la punta de un mechero de gas, no ofrece peligro (1).

Poder reductor del H.

Experiencia: En el frasco A se produce H (véase pág. 46). El gas se seca en B con cal viva; pasa por el tubo C que contiene un poco de óxido de Cobre (polvo negro). Asegúrese que ha sido eliminado todo el aire contenido en el aparato, recogiendo el gas desprendido en el tubo D como lo indica la figura y acercándolo a una llama hasta que arda sin explotar (ver pág. 50).

El H quita el O a los óxidos, dejando el metal libre.

Cuando se está *bien seguro de esto último*, recién se calienta con un mechero, la ampolla que contiene el óxido de Cu y se verá que por el tubito terminal sale una columna de vapor de agua.

¿De dónde proviene? No puede ser del frasco productor, puesto que hemos colocado cal viva, para re-

(1) En el aumento brusco de volumen que experimenta un vapor combustible al inflamarse mezclado con aire, se fundan los motores a explosión como los de automóviles. Allí la mezcla de vapor de nafta (compuesto químico que contiene H, combinado) y aire, explota por efecto de una chispa eléctrica, dentro del cilindro y al expanderse bruscamente los gases resultantes, empujan el pistón.

tener el vapor de agua que el H arrastra al desprenderse. Luego deducimos, que se ha de haber formado por la acción del H, sobre el óxido de Cu. El vapor

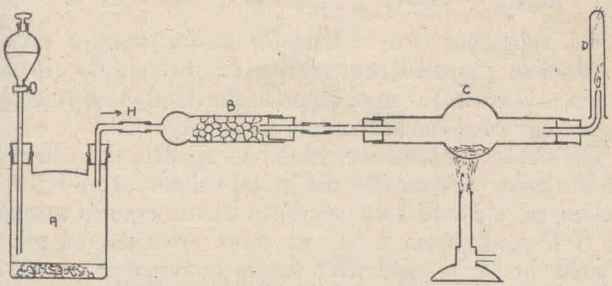


Fig. 13. Reducción del óxido de Cu por el H.

de agua continúa saliendo y por fin cesa. En este momento, en la ampollita ya no existe polvo negro, sino un metal brillante, rojo, es decir, *cobre*. Luego diremos:

$$H + \text{óxido de Cu} = \text{agua} + Cu$$

A esta operación se le llama *reducir* el óxido de Cu y a la propiedad del H, *reductora*. En general, siempre que a un compuesto que contenga oxígeno, se le quita éste por el H o por otro elemento, se dice que se ha verificado una *reducción* del compuesto y al elemento capaz de efectuar esa reacción se le llama elemento *reductor*.

Los elementos que quitan O a un compuesto oxigenado se denominan reductores.

En esta reducción del óxido de cobre por el hidrógeno hemos efectuado también la síntesis del agua, *sin explosión*, pues el oxígeno no intervenía en estado gaseoso sino que estaba combinado con el metal y fué separado de su combinación, poco a poco, a medida que el hidrógeno se ponía en contacto con el óxido.

Reversibilidad de los fenómenos químicos. — Al alumno le habrá sorprendido una *aparente* contradicción. En la pág. 41 hemos visto que el hierro calentado, retiene el oxígeno del agua, dejando libre el hidrógeno (con cobre hubiera ocurrido lo mismo), y ahora acaba de ver que el hidrógeno quita el oxígeno al óxido de

cobre, dejando el metal libre. En forma de esquema lo expresaríamos así:

$$\text{agua} + \text{cobre} \rightleftarrows \text{óxido de cobre} + \text{H}$$

y así indicamos que la transformación química puede producirse preponderantemente en un sentido (flecha hacia la derecha) o en el otro (flecha hacia la izquierda) *según las condiciones* en que se opere.

En efecto: en el primer caso, el vapor de agua llegando sin cesar al contacto del metal caliente, forma óxido del metal e H. Si esto ocurriera en *un espacio cerrado*, el H libre actuaría a su vez sobre el óxido del metal (flecha hacia la izquierda) dando nuevamente metal y agua. Pero procediendo como lo hicimos, el vapor de agua pasa sin cesar por el tubo y arrastra al H que ha quedado libre. El mismo razonamiento se aplica para la reacción del H sobre el óxido de Cu. El H, llegando sin cesar al tubo, arrastra al vapor de agua formado, e impide que éste actúe sobre el metal.

Este hecho se observa en casi todos los fenómenos químicos.

Calor desarrollado por la combustión del H. — El H. al arder desarrolla mucho calor y por lo tanto la temperatura de la llama es muy alta.

Experiencia: Inflámese el H que se hace salir por un tubo afilado. Colóquese en la llama un tubito de vidrio. Pronto se fundirá. Colóquese un alambre delgado de Fe: se inflama y chisporrotea.

Por un artificio se puede aumentar la temperatura de la llama. Para esto, se hace llegar al interior de la llama una corriente de O puro. La temperatura producida en este caso alcanza a ¡2.800°!

El aparato que se utiliza para este objeto se lo llama *soplete oxídrico* y el alumno habrá tenido ocasión de conocerlo en los talleres mecánicos. Se utiliza para la llamada *soldadura autógena* (1).

(1) Este fué el primer soplete utilizado. Luego se reemplazó el H por otro gas más fácil de obtener y de transportar: *el acetileno.*

CAPÍTULO V

AGUA

Hielo
Agua
Vapor

Se encuentra abundantemente en la naturaleza. *Los océanos* cubren cerca de las 3|4 partes de la superficie terrestre. Los *ríos* y los *lagos* existen por doquier.

En las regiones polares o muy frías está en forma de *hielo*. Las altas montañas se presentan continuamente cubiertas de *nieve* y el aire que nos rodea siempre contiene *vapor* de agua.

Los organismos vivos (animales y vegetales) contienen de 50 a 70 % de su peso, en agua.

La "vida" es imposible sin agua. Esto se pone de manifiesto claramente en los microorganismos: si se desecan, mueren. La observación diaria nos enseña también que las plantas se marchitan y concluyen por morir, cuando les falta el riego.

El agua natural contiene *disueltas* sustancias gaseosas y sólidas. Las sustancias gaseosas son las que están en el aire atmosférico (sobre todo N y O) y a la presencia del O, disuelto en el agua, se debe la vida de los animales marinos. Puede comprobarse esto último, haciendo hervir agua en un recipiente cualquiera. Mientras se calienta se van desprendiendo todos los gases disueltos (página 32, nota 1).

Cuando ha hervido se coloca en un recipiente cerrado y se deja enfriar. Si entonces se introduce dentro de esta agua que no contiene aire, un pez, no tarda en morir.

Las sustancias sólidas, disueltas en el agua natural, varían mucho en calidad y cantidad. Se deduce su cantidad evaporando un volumen determinado de agua, hasta *sequedad*. Queda un residuo sólido que puede pesarse y de esta manera saber la proporción disuelta.

Las aguas de fuente o de río dejan un residuo sólido de 0 gr. 10 a 0 gr. 60 por litro. El agua del atlántico 35 gr. por litro. La del Mar Muerto 200 gr. por litro.

Agua pura. — El agua natural no es, pues, un cuerpo puro: para purificarla, es decir, para separarla de las sustancias gaseosas y sólidas con que está *mezclada*, se somete a destilación (véase pág. 14).

La destilación separa el agua de las sustancias sólidas disueltas.

En gran escala se verifica este mismo proceso en aparatos llamados *alambiques*, en los que el balón es reemplazado por una caldera y el refrigerante, por lo que se llama *serpentín* y que es un tubo en espiral, enfriado exteriormente.

Por la destilación, quitamos al agua sus materias disueltas y aunque obtenemos así una *sustancia pura*, no es esta clase de agua la que conviene a nuestra alimentación.

El agua que ingerimos, debe ser *potable*, y se entiende por esto, un agua que *no deje al evaporarse más de 0.50 gr. de residuo sólido por litro;* que tenga un sabor agradable; que *no forme grumos con el jabón* (1) y sobre todo que sea *límpida*.

El agua natural, en su curso constante por la superficie de la tierra o en su curso subterráneo (agua de pozos), lleva muchas sustancias en suspensión y éstas pueden ser sustancias vegetales (que con el tiempo se pudren comunicando mal olor al agua) o microbios productores de enfermedades a veces muy graves como el cólera o el tifus.

La filtración retiene las sustancias sólidas que el agua contenía en suspensión.

Si el agua contiene microbios *nocivos*, debe desecharse aunque reúna las condiciones de potabilidad señaladas más arriba. Pero si sólo tiene como inconveniente la falta

(1) Lo que habitualmente se expresa diciendo que "corta el jabón".

de transparencia (y es el caso común en las grandes ciudades que cuentan con servicio de "aguas corrientes"), se remedia este inconveniente con los *filtros*. En estos aparatos (los hay de variadísimos modelos) el agua pasa a través de un cilindro de porcelana, cuyos poros pequeñísimos permiten su paso, deteniendo las materias que contenga en suspensión. A veces se reemplaza la porcelana por carbones porosos preparados para este uso.

Las aguas potables pueden clasificarse en *aguas* de *fuente*, de *pozos*, de *lagos*, de *ríos* y de *lluvia*. Esta es la que deja menor cantidad de residuo sólido, pues es agua que se ha evaporado de los numerosos ríos, lagos, etc., existentes en el globo terráqueo y ha vuelto a condensarse por el frío de las regiones altas, cayendo como lluvia y disolviendo durante su caída los gases de la atmósfera.

Propiedades del agua destilada. — Es incolora e inodora. Pero observada a través de un gran espesor, es de color azul.

Ya hemos tenido ocasión de conocer que el agua se transforma en *hielo* al enfriarse suficientemente y se *vaporiza* al calentarse. (Sabemos por otra parte que estos "cambios de estado" se observan en todas las sustancias). (Véase pág. 11).

Estas transformaciones del agua se han aprovechado para crear *la escala de temperaturas más común;* es decir, lo que llamamos el *termómetro centígrado.*

El 0° y el 100° de la escala termométrica.

El punto en que la columna termométrica permanece estacionario mientras el hielo funde (o el agua se congela) se ha elegido como 0° de la escala, y el punto de ebullición del agua, como 100°. Se ha dividido luego la columna así obtenida, en 100 partes iguales que constituyen los llamados *grados de temperatura.*

Influencia de la presión. — El aire que nos rodea, lo que se denomina *atmósfera*, ejerce su peso sobre la superficie de la tierra. *Este peso o presión* ejercido por ella *es equivalente a una columna de mercurio de*

1 atmósfera equivale al peso de 76 cm. de mercurio.

760 milímetros de altura. Es decir, que sobre cada centímetro cuadrado, la atmósfera ejerce un peso o presión igual a $1 \times 76 = 76$ centímetros cúbicos de mercurio, que pesan 1 k. 033. A esta presión se la llama presión atmosférica o 1 atmósfera de presión.

Ahora bien: este factor tiene una gran influencia en la congelación y ebullición del agua.

La presión influye sobre la fusión y la ebullición.

El agua se solidifica a 0° y el hielo funde a 0°, a 1 atmósfera de presión.

Sometido a una presión mayor, el hielo funde a temperatura más baja.

La consecuencia de esta propiedad, es que el hielo, a pesar de ser una sustancia frágil, puede, sin embargo, moldearse. Si en un molde se comprime fuertemente nieve o hielo machacado, puede formarse un trozo de hielo transparente que reproduce la forma exacta del molde. Esto se explica, porque por efecto de la compresión, la temperatura de fusión del hielo ha descendido por debajo de 0° y una parte del hielo funde, llenándose los intersticios del molde con el agua formada. Luego, cuando se deja de comprimir, el hielo fundido vuelve a solidificarse, puesto que la temperatura es inferior a 0° (1).

Glaciares

En la naturaleza se produce un fenómeno semejante a esta pequeña experiencia, pero en gigantesca proporción: son los llamados *glaciares*, bloques enormes de hielo que se *deslizan* lentamente por las faldas de las montañas, reproduciendo la forma de éstas. En este caso, la presión necesaria la efectúa el mismo peso de los bloques de hielo.

Presión y temperatura de ebullición.

La presión influye también en la temperatura de ebullición.

Se dice que el agua pura hierve a 100° de temperatura. Es decir, el punto 100 del termómetro lo hemos señalado cuando el agua pura, hierve. Pero si colocamos agua en condiciones que soporte una

(1) El alumno debe recordar que 0° es el *punto de transformación* del hielo en agua o del agua en hielo y no creer que el hielo tiene siempre 0° de temperatura. Habitualmente tiene menos de 0°.

presión mayor o menor, aumenta o disminuye su temperatura de ebullición.

En la cima de altas montañas (p. ej. a 3000 mts. de altura) la presión que ejerce la atmósfera es menor que al nivel del mar y, por lo tanto, el agua hierve a 84°. (La carne se cuece mal en agua hirviendo, en esas condiciones).

A mayor presión ocurre lo contrario: a 10 atmósferas el agua hierve a 180° y a 28 atmósferas a 230°.

El agua, unidad de medida. — 1 cm.^{3} de agua destilada pesa 1 gr.

1 cc. de agua destilada a 4° pesa 1 gr.

Aquí ocurre también un hecho particular. Para que 1 cm.^{3} de agua pese un gramo, debe estar a 4° *de temperatura.* Si está a mayor temperatura, pesa menos y si está a menor temperatura, también pesa menos de 1 gr.

A 4° de temperatura es cuando un peso determinado de agua ocupa el menor volumen. El agua se dilata enfriándose y se dilata calentándose.

Por eso el hielo flota en el agua. Esto lo expresamos diciendo que *el hielo es más liviano que el agua.*

El hielo es más liviano que el agua.

Este fenómeno trae como consecuencia un hecho que se observa en la Naturaleza muy a menudo. El agua retenida en los intersticios de las rocas se enfría durante el invierno y al congelarse ejerce una presión tan grande, como consecuencia de su aumento de volumen, que es causa del desprendimiento de grandes trozos de piedra.

La fuerza de expansión del agua al transformarse en hielo es muy grande.

Experiencia: Podemos convencernos de este fenómeno, que parece extraordinario, de la manera siguiente. Se llena *completamente* de agua una bola de hierro fundido, de unos 10 cm. de diámetro; se cierra mediante un tapón de hierro a rosca; se sumerge luego en una mezcla de hielo machacado y sal de cocina (1) y se deja en contacto hasta que el agua contenida en la bola se con-

(1) Una mezcla de partes iguales de sal marina y hielo, produce un gran descenso de temperatura. Es la mezcla que se utiliza en la fabricación de los helados.

gele. Nos apercibiremos de esto porque la bola de hierro *¡se romperá en varios fragmentos!* Tal es la fuerza de expansión del agua que se transforma en hielo. (1).

Este aumento de volumen del agua que se congela trayendo como consecuencia la disminución de peso del hielo, ha hecho posible la vida sub-acuática de animales y vegetales. Imaginemos que el hielo sea más pesado que el agua. Durante el invierno, las capas superficiales de lagos y ríos, se congelarían, cayendo al fondo y siendo reemplazadas por una nueva porción de agua que del fondo subiría a la superficie. Así, poco a poco, si el frío fuera intenso y prolongado, todo el caudal de agua de un lago o un río se transformaría en hielo. El calor del verano sería insuficiente para fundir todo el gran caudal de hielo formado (es lo que ocurre en las montañas) y así paulatinamente los depósitos de agua se transformarían en hielo.

En realidad lo que ocurre es que la superficie helada de un lago o río sirve de protección contra el frío atmosférico a *las capas profundas que se mantienen así a 4°* de temperatura y los animales acuáticos pueden vivir.

Cantidad de calor no es lo mismo que temperatura.

Las cantidades de calor. — En varias oportunidades hemos mencionado el calor al producir fenómenos químicos de combinación o descomposición.

Este agente, lo podemos denominar *una fuerza*, que obrando sobre elementos, facilitó su combinación, y actuando sobre compuestos, aceleró su descomposición.

Hoy sabemos que la *temperatura* la medimos por una escala arbitraria que se ha formado tomando como punto de partida el hielo y el agua hirviendo. Por medio de esta escala, sabemos si un cuerpo está más caliente o más frío que otro. ¿Cómo sabremos *cuánto* contiene de aquella *fuerza* que llamamos calor? Para esto se utiliza también el agua y el alumno podrá comprenderlo con un ejemplo. Si colocamos 10 cc. de agua en un vaso y 100 cc. en otro vaso y calentamos

(1) El volumen del hielo es 1|10 mayor que el agua de que proviene (100 cc. de agua producen 110 cc. de hielo).

los dos hasta que hierva el agua, el termómetro, ya lo sabemos, marcará en los dos vasos 100° si la presión atmosférica es igual a 760 mm. de mercurio. Pero lógicamente, para llegar a este resultado, hemos tenido que calentar durante más largo tiempo el vaso de 100 cc. que el de 10. Lo que equivale a decir que hemos gastado o utilizado mayor cantidad de calor para hacer hervir 100 gr. de agua que 10.

Caloría.

A esta cantidad de calor se le llama caloría y se ha convenido en medirla por medio del agua.

Una caloría es la cantidad de calor que eleva la temperatura de 1 gr. de agua en 1° (p. ej.: de 0 a 1; de 15 a 16, etc.). En el ejemplo citado, los 10 grs. de agua a 100° contenían, pues, $10 \times 100 = 1000$ calorías y los 100 contenían 10.000.

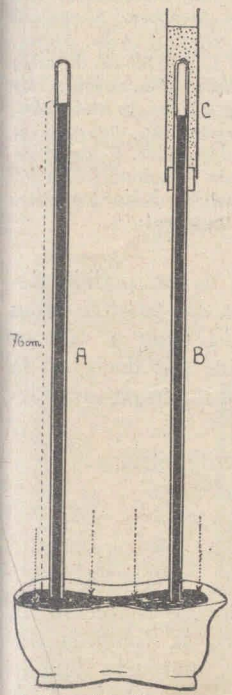


Fig. 14. Tensión del vapor de agua y temperatura.

El vapor de agua. — En varias oportunidades el alumno habrá leído que el agua hierve, evaporándose bruscamente a 100° de temperatura. Su espíritu de observación, no obstante, le habrá hecho apercibir que los pantanos y pequeños depósitos de agua, existentes en la superficie de la tierra, *se secan*, se evaporan. Y nunca existen 100° en la atmósfera que nos rodea.

El agua se evapora a todas las temperaturas.

Diremos entonces que el agua se evapora a la temperatura ordinaria.

Experiencia: Los tubos A y B son dos *columnas barométricas*. Miden 85 ctm. de largo. Se llenan con mercurio, se tapa su boca con el pulgar y se colocan invertidos en la cubeta que contiene mercurio. Se ve que el mercurio, dentro de los tubos, desciende

un trecho y queda fijo finalmente. Mídase la altura de esa columna de mercurio, desde la superficie de la cuba, y medirá 76 cms. (1) Dentro de los tubos, en la parte superior, hemos producido lo que llamamos *el vacío.*

La presión de la atmósfera se ejerce como lo indican las flechitas en la superficie de la cuba, manteniendo la columna de mercurio a esa altura de 76. cm.

Alrededor del tubo B hemos colocado, según lo indica el esquema, el tubo C que contiene agua. Si por una pipeta introducimos en el tubo B algunas gotas de agua (colocándolas en la boca del mismo, bajo la superficie del mercurio), ésta, por ser menos densa (más liviana) que el mercurio, ascenderá rápidamente y se acumulará en el espacio superior vacío. Ahora, variando la temperatura del agua exterior C por medio de hielo o agua caliente que colocamos allí, enfriamos o calentamos las gotitas de agua que hicimos llegar al espacio vacío del tubo, y ellas producirán vapor de agua, que, ejerciendo una *presión* sobre la superficie del mercurio, lo hará descender. Comparándolo entonces con el tubo A, que permanece estacionario, deducimos por la diferencia de altura del mercurio en los dos tubos *la presión del vapor de agua* a distintas temperatura.

Procediendo con mucho cuidado, se ha podido demostrar que *hasta el hielo se evapora.* La presión de su vapor es igual a 4,5 milímetros. El agua a 10° se evapora con una presión de 9,1 mm. (Es decir, en la experiencia actual, hace descender la columna de mercurio 9,1 mm.).

A	20°	la	presión	es	de	17.4 milímetros
»	50°	»	»	»	»	92 »
»	70°	»	»	»	»	233 »
»	90°	»	»	»	»	525 »
»	100°	»	»	»	»	760 »

Luego, vemos que a la temperatura de ebullición, la tensión del vapor de agua equilibra la columna barométrica (En el ejemplo elegido, el mercurio descendería todo en la cuba y el vapor saldría por la boca del tubo). (Véase pág. 56).

Cuando decimos que un espacio limitado está *saturado de vapor de agua,* expresamos que contiene la can-

(1) Puede haber pequeñas diferencias debidas a la variación de la presión atmosférica.

tidad de vapor que corresponde a la temperatura ambiente.

Habitualmente, el aire próximo a la superficie terrestre contiene las 2|3 partes del vapor de agua que puede contener.

La humedad de la atmósfera.

La cantidad de vapor de agua existente en el aire que respiramos, puede influenciar considerablemente nuestro organismo. Un fuerte calor, asociado a un grado de humedad (1) elevado, constituye en la superficie del suelo una zona en la que la existencia es penosa. Como el aire de esas regiones contiene mucho vapor de agua, éste ofrece un obstáculo a la evaporación cutánea y pulmonar (medios por los que se refresca nuestro organismo) y nos produce una angustia pronunciada.

Sus efectos.

A la larga, la permanencia en países cálidos y húmedos produce una anemia profunda y trastornos de la nutrición, debidos a una autointoxicación del organismo.

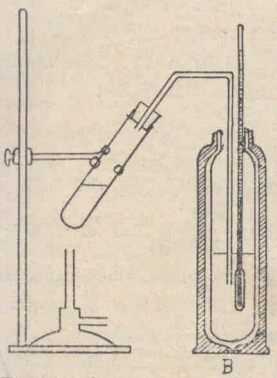


Fig. 15. Calor de vaporización.

Por otra parte, las atmósferas calientes y húmedas favorecen la vida microbiana (véase pág. 53) y esto es más apreciable en los locales cerrados.

El calor seco es soportado más fácilmente. El término de seco que utilizamos en este caso, es relativo, pues se dice *aire seco*, a la atmósfera que aún contiene la mitad del vapor de agua que puede contener de acuerdo a la temperatura ambiente (2).

(1) Existen aparatos llamados hidrómetros, que miden automáticamente esta humedad atmosférica.

(2) Por eso todas las sustancias y objetos expuestos al aire, contienen siempre un poco de humedad. Recuérdese cómo se hace evidente este hecho, en el caso de la sal de cocina.

Calor de vaporización.

Experiencia: En el tubo de ensayo colocamos 2 gr. de agua cuidadosamente pesados.

El tubo de desprendimiento penetra en un "*termos*" (frascos muy conocidos y utilizados como se sabe para conservar líquidos a temperatura constante.) Es conveniente que este tubo de desprendimiento sea corto, para que el calor que se hará llegar al termos no se irradie a la atmósfera.

En el termos se colocan 20 cc. de agua y se sumerge en ellos un termómetro. Supongamos que señale 15°. El agua del tubo de ensayo tendrá también 15°. Se calienta el tubo hasta hacer hervir y evaporar el agua completamente. Cuando esto haya ocurrido, retírese *rápidamente* el tubo de ensayo. Los 2 gr. de vapor producido, (a 100° pues se ha hecho hervir) llegarán al termos, y se condensarán en los 20 cc. de agua que éste contiene. Léase el termómetro y se verá, si la experiencia ha sido bien realizada, que señalará aproximadamente ¡78°!.

¿Cómo explicarlo? El agua que hierve produce vapor a 100° de temperatura (1). 2 grs. de agua a 100° transportan 200 calorías. Estas se agregan a los 20 gr. que contenía el termos y que por estar a 15°, sumaban $15 \times 20 = 300$ calorías. Tendremos entonces:

Calorías existentes 300
» añadidas 200

Total: 500 calorías para 22 grs. de agua.

La temperatura debía ser pues: $\frac{500}{22} = 22°\ 7$. Es decir, que el agua que colocamos en el termos, debía señalar al final de la experiencia 22°,7 *si los 2 gr. de vapor no transportaron más que 200 calorías.*

Ante la enorme diferencia encontrada, debemos deducir que *el vapor de agua transporta mayor cantidad de calor que la que transportaría el mismo peso de agua.*

La fuerza del vapor de agua.

A este *excedente de calor* que el vapor de agua transporta, se le llama *calor de vaporización*. Alcanza exactamente a 536 calorías por gramo (2).

(1) A presión normal de 76 cm. de mercurio.

(2) Ejemplo: 1 gr. de agua a 100° contiene 100 calorías, 1 gr. de *vapor* de agua a 100° contiene 636 calorías. Este hecho, por otra parte, no es un caso particular del vapor de agua. Todas las sustancias que se vaporizan, tienen su calor de vaporización propio. El agua es la que lo tiene mayor.

La fuerza del vapor de agua. — Al *calor* lo hemos considerado una *fuerza*. El vapor de agua contiene, pues, gran cantidad de esta fuerza. Esto resulta evidente (además de la experiencia anteriormente descripta) si se reflexiona que *el vapor de agua a 100° ocupa un volumen 1650 veces mayor que el agua*. El calor que ha absorbido para mantenerse en estado de vapor, es la fuerza necesaria para dispersar un volumen determinado de agua en tan gran espacio. Esto se aprovecha en las máquinas a vapor.

Otra aplicación importante de este transporte de calor por el vapor de agua, son los aparatos de *calefacción por el vapor*. En una caldera se hace hervir el agua y el vapor producido circula por caños metálicos a los que cede poco a poco su calor, transformándose en agua que vuelve a la caldera para hervir de nuevo y renovar el ciclo. Esos caños se hacen pasar por las habitaciones, constituyendo los llamados *radiadores* de calor.

Así, cada gramo de vapor de agua a 100° que se transforma en agua a 100° *¡cede* a la atmósfera *536 calorías!*

En la naturaleza, esto es de una importancia enorme. Cada gramo de agua que se evapora, absorbe 536 calorías (1). Las corrientes de aire transportan luego ese vapor a las regiones más frías y allí se condensa, cediendo a la atmósfera las 536 calorías que contenía. El vapor de agua atmosférico es, pues, un regulador de la temperatura ambiente.

(1) Nótese que estas 536 calorías las absorbe el agua para transformarse en vapor a cualquier temperatura. Es la fuerza necesaria para producir el "cambio de estado". Igual ocurre con la transformación del hielo en agua. Cada gramo de hielo que se funde, absorbe 80 calorías. No debe creer el alumno que esto ocurre sólo a la temperatura de ebullición.

CAPÍTULO VI

LAS SALES

El alumno habrá tenido ocasión de ver muchas *sales*. Conoce la sal de cocina con que sazona sus alimentos. Habrá visto el salitre que se utiliza como abono de la tierra vegetal. En las páginas anteriores, conoció el clorato de potasio (ver pág. 29). No será extraño que conozca también la llamada vulgarmente sal inglesa y que se utiliza como purgante. Si ha observado estas sustancias, habrá visto que están formadas por partículas de tamaño variable y de formas geométricas (1). A estas partículas se les llama *cristales* (véase pág. 18). Ya sabe el alumno que las sales son productos que se encuentran abundantemente en la naturaleza.

Productos naturales que existen en abundancia.

Ahora vamos a estudiar *como* se forman.

Experiencia: En tres cápsulas de porcelana, colóquese un poco de agua y añádase en la primera un poco de *ácido clorhídrico;* en la segunda *ácido sulfúrico* y en la tercera *ácido nítrico*. Agítese bien cada solución con una varilla de vidrio para mezclar los líquidos. Hemos producido así una *solución* de 3 ácidos, uno de los cuales ya conocemos (el ácido sulfúrico, ver pág. 45).

Prepárese tiras de papel de tornasol rojo y azul (2) y agréguese a la primera cápsula, trocitos de *hidróxido de sodio;* a

(1) Si observa atentamente la sal gruesa de cocina encontrará alguna partícula que tiene la forma de un cubo perfecto.

(2) Son tiras de papel de filtro embebidas de tintura de tornasol roja (ácida) y de tornasol azul (por un hidróxido), (ver pág. 31) y puestas luego a secar. Se obtienen en el comercio, en forma de libritos.

la segunda un poco de *magnesia* (óxido de magnesio) y a la tercera *cal* (óxido de calcio). Agítese bien y se verá que estas tres sustancias sólidas, se van disolviendo en las soluciones ácidas. Cuando se hayan disuelto, introdúzcase dos tiras de papel de tornasol (una roja y una azul) en cada cápsula. La roja no variará y la azul se transformará en roja, siempre que no se haya agregado un exceso de óxidos. Agréguese un poco más de los óxidos y se conseguirá finalmente, por tanteos, agregando óxidos o ácidos, obtener soluciones que no modifican ni el papel rojo de tornasol ni el azul.

En las cápsulas hay ácidos que enrojecen el tornasol y óxidos que lo azulean. Como ahora las soluciones no modifican el tornasol, diremos que:

1.°) Ya no hay más ácidos ni hidróxidos.

2.°) Que existe *tanto* ácido como hidróxido, y por eso, el resultado sobre el tornasol es nulo.

Neutralización de ácidos y óxidos.

Para resolverlo, calentemos las cápsulas con el objeto de evaporar los líquidos. Si existe ácido, éste se evaporará por el calor y nos dejará el óxido sólido. Procedemos así y calentando un buen rato conseguimos finalmente obtener en el fondo de las cápsulas, tres sustancias sólidas, blancas. ¿Serán los óxidos? Con una varilla de vidrio bien limpia, colocamos un poco de cada una de esas sustancias sobre el papel de tornasol mojado y notamos que producen el mismo efecto que las soluciones, es decir, no azulean ni enrojecen el papel de tornasol. Se trata, entonces, no de una mezcla de *ácido* y *óxido* (el ácido se hubiera evaporado por el calor) sino de una nueva sustancia. *Se ha producido una combinación entre el ácido y el óxido.*

Se han formado sales (1).

Disolvamos nuevamente cada una de estas sales en un poco de agua y filtremos la solución, haciéndola pasar a través de un papel de filtro. Si hemos empleado poca agua y dejamos las soluciones en reposo, en un vaso o en la misma cápsula, pronto se formarán cristales (véase pág. 18). Luego estas nuevas sustancias,

(1) Pruébese el sabor de la primera. Es igual al de la sal de cocina. Las otras son amargas.

formadas por la combinación de los ácidos con los óxidos (óxido de calcio, óxido de magnesio) o los *hidróxidos* (hidróxido de sodio) *tienen todas las características* de las sales (1).

Y en general podemos decir que **una sal es una sustancia que resulta de neutralizar** (2) **un ácido con un óxido o viceversa.**

Siendo las sales sustancias distintas a los ácidos y los óxidos, debemos darles un nombre, como lo hicimos anteriormente cuando obteníamos una sustancia nueva.

Denominación de las sales.

En la primera cápsula, con ácido clorhídrico e hidróxido de sodio obtuvimos una sal que llamamos *cloruro de sodio.*

En la 2.ª: con ácido sulfúrico y óxido de magnesio: *sulfato de magnesio.*

En la 3.ª: con ácido nítrico y óxido de calcio: *nitrato de calcio.*

Se sobreentiende que si en la primera cápsula hubiéramos colocado cal o magnesia, denominaríamos la sal formada: cloruro de calcio; cloruro de magnesio.

Diremos entonces: a las sales que pueden formarse con el ácido clorhídrico las llamaremos: *cloruros.*

A las del sulfúrico: *sulfatos.*

A las del nítrico: *nitratos.*

Acción de los metales sobre los ácidos. — Cuando preparamos H, tratamos un ácido por un metal. Entonces vimos que se desprendía el gas H y el metal se disolvía en el ácido. En aquella oportunidad, no nos preocupamos de este fenómeno, pues sólo nos interesaba el H. Repitamos ahora la experiencia, variándola:

(1) Disuélvase sal de cocina en agua. Pruébese con papel de tornasol rojo y azul: no los cambia de color. Déjese en reposo la solución concentrada (página 18); vuelve a cristalizar.

(2) En efecto: se neutraliza el ácido y el óxido, pues cuando se combinan, resulta un producto *neutro* ya que no actúa ni sobre el tornasol rojo, ni sobre el azul. Tampoco tiene sabor agrio como los ácidos ni cáustico como los óxidos. Es salado.

Se coloca en una cápsula una *solución* de ácido sulfúrico y se agregan algunas granallas de Zn. Dejemos que se desprenda el H, y cuando ya no se observe desprendimiento alguno de gas se filtra la solución que nos queda en la cápsula, se evapora por el calor una parte del agua, hasta que una gota retirada por medio de una varilla de vidrio y colocada extendida, en una superficie de vidrio, fría, forme pequeños cristales. Se deja entonces en reposo la solución de la cápsula y poco tiempo después se obtendrán cristales. *Se ha formado una sal.*

El metal desaloja el H de los ácidos y produce una sal.

Como el ácido empleado fué el sulfúrico, diremos que se ha formado *sulfato de Zn* (1).

En esta operación, ya lo sabíamos, *el metal desaloja el H del ácido.* Ahora vemos que *al mismo tiempo se combina con el resto de ácido,* formando una sal.

En resumen, podemos, pues, expresar este nuevo fenómeno de la manera siguiente: cuando se reemplaza el H de los ácidos por un metal, se produce una sal.

Y en esquema:

ácido + metal = H (que se desprende) + sal.

También se produce sal con un ácido y un óxido.

Si hemos efectuado la experiencia correctamente, y disolvemos en agua la sal obtenida, comprobaremos que con este método también se forma una sustancia que no actúa sobre el tornasol: una sustancia *neutra.*

¿Qué podemos deducir de aquí? Que el sulfato de Zn obtenido con ácido sulfúrico y zinc en la experiencia descripta, debe ser igual al que se obtenga con ácido sulfúrico y óxido de zinc. Podemos repetir la experiencia empleando este ácido y el óxido de zinc y veremos que efectivamente el sulfato de zinc obtenido es exactamente igual al formado en el aparato productor de H.

Empleando óxido metálico para neutralizar los ácidos *no se desprende H.* De donde deducimos que éste se ha de combinar con el O del óxido y formar agua.

En esquema diremos:

ácido + óxido = agua + sal

(1) Ya sabemos que esta acción de los metales sobre los ácidos es general (pág. 45). Por lo tanto, si empleamos ácido clorhídrico obtendríamos *cloruro de Zn.* Y cambiando el metal (p. ej.: Fe, Mg) se formarían *sales* de Fe o de Mg.

La neutralización. — Este hecho consistió en transformar un ácido en una sal. Lo hemos conseguido de dos maneras: por medio de un óxido y por medio de un metal.

Vamos a analizarlo con mayor minuciosidad, porque de su estudio deduciremos una consecuencia de gran importancia para el conocimiento de la ciencia que estamos aprendiendo.

Relación determinada de peso entre ácidos y óxidos.

Hemos visto que, cuando agregábamos óxidos a la solución de los ácidos, debíamos proceder con mucha prolijidad para obtener la *neutralización perfecta*, pues bastaba una pequeña cantidad excedente de ácido o de óxido, para que la solución actuara sobre el tornasol.

Esto nos indica que *para formar la sal neutra, son necesarias cantidades determinadas de ácidos y bases.*

No debe sorprendernos este fenómeno, pues *a propósito de las combinaciones* que estudiamos al principio (véase pág. 22) *se requería también una relación determinada de peso* entre los elementos que se combinaban.

Cantidades equivalentes de metal.

En este caso de la neutralización, las cantidades son las siguientes:

Si empleamos ácido clorhídrico:

Ácido clorhídrico	31 gr. de óxido de sodio
36 gr. 5	28 » » » » calcio
se combinan con	20 » » » » magnesio

y se forman así los correspondientes *cloruros neutros.*

Cantidades equivalentes de ácidos.

Si se emplea ácido *nítrico* para neutralizar las cantidades mencionadas de óxidos, se necesitan 63 gr. del ácido.

Y si empleamos ácido sulfúrico: 49 gr.

Dijimos que también se obtenían sales, tratando un ácido por algunos metales y aquí también se observa una *relación constante* entre el peso del metal empleado y el ácido neutralizado.

Por ej.: 36 gr. 5 de *ácido clorhídrico* se neutralizan formando cloruros con:	23 gr. de sodio
	20 » » calcio
	12 » » magnesio

De donde deducimos que las cantidades de

23 de sodio
o 20 » calcio
o 12 » magnesio *son equivalentes*, pues forman el correspondiente cloruro, con una cantidad determinada de ácido (36.5).

Cantidades equivalentes de ácidos.

Y si añadimos (porque así es, en efecto) que para formar otras sales con esas cantidades de metales, se exigen de ácido nítrico 63 partes y de ácido sulfúrico 49 partes, diremos que:

36.5 *partes* (1) de ácido clorhídrico
63 » » » nítrico
49 » » » sulfúrico,

son equivalentes también.

Note bien el alumno, que no queremos decir que el cloruro sea igual al nitrato o al sulfato, sino que *las cantidades expresadas se equivalen para formar la sal neutra.*

Este *hecho importante* fué reconocido por **Richter en 1789.** Y como se verifica para todas las sales, es decir, para las sales formadas con cualquier ácido y cualquier metal, se le denomina **Ley de los equivalentes químicos de Richter.**

Ley de los equivalentes (Richter).

Estabilidad de las sales. — *Acción del calor.* Hemos visto en otra oportunidad que la sal clorato de potasio se descompone por el calor. Cede el O que contiene *combinado* y queda como residuo resistente a la acción del calor, otra sal blanca, el cloruro de potasio (página 29). ¿Deduciremos que los cloruros de Na, de Ca o de Mg, obtenidos por neutralización, también resisten a la acción del calor? Efectivamente es así. La mayor parte de los cloruros son estables, cuando se someten a la acción del calor.

Veamos cómo se comportan las demás sales.

(1) Gramos, kilogramos, centigramos, etc.

Experiencia: En dos *crisoles* de porcelana se colocan, en el primero un poco de la sal *nitrato de cobre* y en el segundo una porción de *sulfato de hierro*. (Sales del ácido nítrico y del sulfúrico). Se calientan fuertemente, y al poco tiempo se ven desprenderse del crisol N.° 1 vapores rojos muy cáusticos (1) y del N.° 2 vapores blancos muy densos y también muy cáusticos. Se continúa calentando, mientras se desprenden estos vapores y al final queda en el fondo de los crisoles, un polvo negro en el 1.° y uno rojo en el 2.°. El primero es *óxido de Cu* que ya conocemos (pág. 51) y el 2.°, *óxido de hierro*.

Las "bases" de las sales.

Diremos entonces: *algunas sales son resistentes a la acción del calor; otras se descomponen, desprendiéndose vapores ácidos y cáusticos y dejando como residuo un óxido metálico.*

Los antiguos llamaron **bases** (2) a estos residuos de la calcinación de las sales (a estos óxidos metálicos) y así continuamos llamándolos hoy.

Podemos, pues, imaginar la sal como formada por dos componentes, que en algunos casos pueden separarse, por efecto del calor: la *base* y el *ácido* (3).

$$\underset{\text{(base-ácido)}}{\text{sal}} \xrightarrow{\text{calor}} \text{óxido} + \text{ácido}$$

Acción de la corriente eléctrica. — Si una sal, fundida por el calor, se somete al paso de la corriente eléctrica, se *descompone*. Esto no debe sorprendernos, pues hemos visto que esta fuerza (electricidad) descompuso el agua en H y O (pág. 37). Tratándose de sales, éstas se descomponen en *metal* que se deposita en el polo negativo y el *resto ácido* que se deposita en el polo positivo. Por este método se puede obtener el metal sodio, extrayéndolo de la sal marina (sal de cocina) que, ya sabemos, es *cloruro de sodio*. Se obtiene sodio en el polo negativo y otro elemento, *cloro*, en el polo positivo.

Separación del metal de la sal por medio de la corriente eléctrica.

(1) ¡Son tóxicos! No se respiren en gran cantidad.

(2) Para ellos era la parte fundamental de la sal, puesto que "resistía al fuego".

(3) Esto no es más que un esquema cómodo pero no del todo exacto. No existe en la sal la base y el ácido sino los restos de ambos, pues al formarse la sal se ha separado H del ácido y O de la base en forma de agua (pág. 65).

Si en lugar de emplearse la sal fundida se emplea la sal *disuelta en agua*, también se descompone al paso de la corriente eléctrica: el metal se deposita en el polo negativo y el *resto ácido* (lo que queda de la sal quitándole el metal) se acumula en el polo positivo. Pero como existe agua, en todo el recipiente, el resto ácido puede producir una acción química sobre ésta. La descompone; fija el H y así se completa formando ácido (recordemos que la sal es el resultado de reemplazar el H de los ácidos por un metal) y entonces *deja libre el O del agua* que se ve desprenderse del polo positivo.

El metal se deposita en el polo negativo.

Experiencia: Colóquese en un recipiente cualquiera, una solución de *sulfato de cobre*. Introdúzcase en el líquido, dos hilos de platino, unidos a los dos alambres que emergen de 2 ó 3 pilas (reunidas en la forma que lo están en las instalaciones de campanillas eléctricas). Estos hilos, ya lo sabemos, vienen del polo positivo y negativo de las pilas. La corriente pasa a través de la solución de la sal y pronto se ven desprenderse burbujas gaseosas del hilo de platino que está unido al polo positivo. Es oxígeno. Al mismo tiempo se ve que el alambre del polo negativo se recubre de una capa de cobre.

Repítase la experiencia con nitrato de cobre. Igual resultado. Cámbiese por nitrato de plata o sulfato de níquel. Igual fenómeno. Se obtiene el alambre del polo negativo, plateado en un caso y niquelado en el otro (1). Y en todos los casos se desprende oxígeno en el polo positivo.

Descomposición de las sales por medios químicos.

Experiencia: Colóquese en un tubo de ensayo un poco de sal marina (cloruro de sodio). En otro tubo un poco de salitre (nitrato de sodio). Agréguese a los dos, ácido sulfúrico concentrado (2) hasta que el líquido ácido cubra las sales. Caliéntese moderadamente. Pronto se desprenderán de la boca de los tubos de ensayo, *vapores ácidos*. Se comprueba su acidez, poniéndolos en contacto de una tira de papel de tornasol azul, a la que enrojecen.

(1) En esto consiste el plateado o niquelado por *Galvanoplastia* (de Galvani, el descubridor de la electricidad dinámica).

(2) Que tiene poca agua. El ácido que se obtiene en el comercio.

¿Qué son estos vapores ácidos? Como en los tubos hemos colocado sales y ácido sulfúrico, podemos pensar que al calentar el tubo se desprenden vapores de ácido sulfúrico. Para resolver esta primera duda, colocamos en un tubo de ensayo un poco de este ácido concentrado, y calentamos *moderadamente*, como lo hicimos durante la experiencia de actuar el ácido sobre las sales. No se desprende ningún vapor (1). Entonces *estos vapores ácidos provienen de la acción del ácido sulfúrico sobre las sales.*

El ácido sulfúrico descompone a las sales

Lo que ha ocurrido es lo siguiente: el ácido sulfúrico (que podemos considerar formado por el *resto ácido* é *hidrógeno*) ha actuado sobre la sal formada por el resto ácido (que en este caso es cloro) y metal.

El ácido sulfúrico ha fijado el metal y ha cedido su hidrógeno.

Les quita el metal y les cede su H.

Fijando el metal en cambio de su hidrógeno, se ha transformado en sal (pág. 67) y la sal marina que colocamos en el tubo, cambiando su metal (Na) por el H que el ácido sulfúrico le cede, se ha transformado en ácido y este ácido por ser volátil (es un gas) se desprende.

En esquema diremos:

La sal cloruro de sodio se ha transformado en ácido clorhídrico y considerando la totalidad del fenómeno:

$$\left.\begin{array}{c}\text{cloruro de sodio}\\ +\\ \text{ácido sulfúrico}\end{array}\right\} = \begin{array}{c}\text{sulfato de sodio}\\ +\\ \text{ácido clorhídrico}\end{array}$$

En el caso del salitre ocurrió el mismo fenómeno:

$$\left.\begin{array}{c}\text{nitrato de sodio}\\ +\\ \text{ácido sulfúrico}\end{array}\right\} = \begin{array}{c}\text{sulfato de sodio}\\ +\\ \text{ácido nítrico}\end{array}$$

Y el vapor que se desprendía del tubo de ensayo, era ácido nítrico.

(1) Calentando moderadamente. El ácido que expende el comercio con el nombre de ácido sulfúrico a 98 % hierve a 338°.

El alumno recordará que obtuvimos los ácidos al combinar los metaloides con el O y el agua (pág. 31). En aquella oportunidad, con los metaloides P y C se formaron los ácidos correspondientes: el ácido fosfórico y el ácido carbónico.

¿Y si *neutralizamos* estos ácidos formando la sal correspondiente, es decir, fosfatos y carbonatos y tratamos luego estas sales como a la sal marina y al salitre por ácido sulfúrico, ocurrirá un fenómeno semejante al de la experiencia? Hágase la prueba y se verá que es así. Se produce ácido fosfórico (que queda disuelto) y ácido carbónico que es gaseoso y se desprende con mucha rapidez (1).

De la sal se obtiene el ácido correspondiente

Hemos conseguido, pues, por intermedio del ácido sulfúrico, descomponer las siguientes sales:

Cloruro	de sodio	obteniendo	ácido	clorhídrico
Nitrato	» sodio	»	»	nítrico
Fosfato	» sodio	»	»	fosfórico
Carbonato	» sodio	»	»	carbónico (2)

Esto tiene el carácter de un hecho general y efectivamente diremos que el *ácido sulfúrico transforma las sales en los ácidos correspondientes.*

Habitualmente se suele expresar este fenómeno diciendo que *el ácido sulfúrico desaloja a todos los ácidos de sus sales* (3).

Y, detalle importante: si el alumno ha aprovechado bien sus lecturas de las páginas que anteceden, ya deducirá que cada vez que se emplean 49 partes de ácido sulfúrico, se obtendrán 36,5 de clorhídrico y 63 de ácido nítrico, pues son las cantidades de ácidos equivalentes para formar sales. (ver pág. 68).

(1) El mármol es una sal natural del ácido carbónico. Es carbonato de Ca. Cuando se lavan los mármoles, con solución de ácido, se ven desprenderse gruesas burbujas de gas. Son de ácido carbónico.

(2) Nótese que lo mismo sería emplear sales de otros metales, como Zn, Fe, Ca, etc.

(3) El alumno debe limitarse a efectuar las experiencias del texto, para evitarse sorpresas. Si quisiera probar, por ej., la acción del ácido sulfúrico sobre la sal clorato de potasio, se produciría una explosión porque el ácido clórico desalojado se descompone instantáneamente.

CAPÍTULO VII

LOS PESOS DE COMBINACION

Hemos comprobado que para producir un compuesto con dos elementos, es necesario emplearlos en *relación determinada de peso* (ver pág. 22).

Vimos también que, al efectuar una descomposición se obtenían productos cuyos pesos guardaban también una relación determinada, ya se efectuara la descomposición *directamente* (aplicando una fuerza al compuesto) o *indirectamente*, descomponiendo un compuesto por otro elemento (pág. 25 y 26).

Las transformaciones químicas se efectúan en relación determinada de peso.

En el capítulo anterior vimos que *dos compuestos*, un ácido y una base *se combinan también en relación determinada de peso* (página 68) y que al actuar el ácido sulfúrico sobre distintas sales, las descompone, obteniéndose un ácido cuyo peso guarda una relación determinada, con el del ácido sulfúrico empleado.

Estamos, pues, en condiciones de afirmar: que **todas las transformaciones de sustancias se efectúan en relación determinada de peso.**

Este hecho fué reconocido por primera vez por **Proust** (**1801**) *en su carácter general*, pues Richter, antes, lo había demostrado para la combinación de ácidos y bases solamente. Por eso se le llama a este fenómeno: **Ley de Proust o Ley de las proporciones definidas.**

Nos facilitaremos el estudio de esta Ley si formamos una tabla o escala de los pesos con que intervienen en las combinaciones los distintos elementos.

El oxígeno puede servirnos de *unidad o de punto de partida*, por la circunstancia de poderlo combinar con casi todos los elementos.

Sabemos que el O forma compuestos llamados óxidos, y es fácil analizar éstos por medio del H. En efecto, pesando una cantidad cualquiera de óxido y *reduciéndolo* por medio del H (pág. 51) obtenemos el metal libre, que pesamos y deducimos así, por diferencia, el peso del oxígeno desaparecido en forma de agua.

Por ej.: de 100 gr. de óxido de cobre se obtienen gr. 79,9 de cobre. Luego en el óxido analizado existían gr. 20,1 de oxígeno.

La *relación* entre el cobre y el oxígeno es, pues:

$$\frac{79}{20.1} = \frac{3.975}{1}.$$ Es decir, que tomando por base de comparación, el oxígeno, cada unidad de peso de éste exige 3.975 de Cu (por ejemplo: cada gramo de O se une, combinándose, con 3.975 gramos de cobre).

Procediendo de la misma manera con otros óxidos, se encuentran los siguientes números para los distintos metales:

Para combinar con 1 parte de oxígeno se necesitan	de *Fe*	3.5	partes
	» *Zn*	4.08	»
	» *Hg*	12.5	»
	» *Sn*	7.43	»
	» *Na*	2.875	»
	» *Mg*	1.5	»

Y si se analiza el agua, formada, como ya sabemos, por O e H, resulta que para 1 parte de oxígeno se necesitan 0,126 de hidrógeno.

Como se trata de fijar una escala o *tabla de los pesos*

de combinación y resulta ahora un elemento, el H, con un valor menor que la unidad, se modificó de la manera siguiente: en lugar de elegir como punto de comparación 1 parte en peso de oxígeno, se eligen 8 partes, los nuevos números que resultan serán también 8 veces mayores y el hidrógeno alcanzará así a $0{,}126 \times 8 = 1.008$, es decir, la unidad con una pequeña fracción.

La escala que se adoptó es la que tiene por base

8 partes en peso de oxígeno

que es la cantidad que se combina con

1 parte en peso de hidrógeno.

Y los números resultan entonces

Oxígeno = 8.	Hidrógeno = 1.008

Hierro	=	28
Zinc	=	32.68
Mercurio	=	100
Estaño	=	59.5
Sodio	=	23
Magnesio	=	12
Cobre	=	31.8

y de esta manera se forma una tabla en la que todos los elementos figuran con un número mayor que la unidad (1).

Ahora bien: los distintos elementos que hemos elegido, son *metales*, y ellos no se combinan entre sí, pero, como ya se ha visto, pueden combinarse bien con el S (pág. 20) y con el Cl, formando las sustancias que llamamos *sulfuros* y *cloruros*.

Para determinar el peso de combinación de estos

(1) Nótese que siempre se sigue expresando en forma de un número definido, la *relación* determinada de peso. Se dice, por ej., para combinar el O con el Hg. es necesario reunirlos en la relación de $\frac{8}{100}$

dos nuevos elementos (S y Cl), los combinamos con H y resulta lo siguiente:

1 parte en peso de H	se combina con	16 partes en peso de azufre
		35.45 » » » » cloro

Luego, podemos añadir a la tabla formada, el azufre con el número 16 y el cloro con el número 35.45.

Ya sabemos que el S y el Cl se combinan con los metales. ¿En qué relación de peso lo harán? El hecho de que 16 partes de S o 35.45 de Cl, se combinen con 1 parte de H, no nos autoriza a suponerlo. Efectuando la experiencia, resulta que

16 partes de S o 35.45 partes de Cl se combinan con:

8 de O
28 » Fe
100 » Hg
23 » Na, etc. . . . ¡es decir, con las mismas cantidades que se unían a 8 de oxígeno!

Pesos equivalentes. — Estos pesos, entonces, son *pesos equivalentes.*

Con esta expresión, queremos decir que cuando se reemplaza un elemento por otro, se hace según la escala que acabamos de formar y que es la misma que dedujo Proust (1).

En la reacción del Fe sobre el ácido clorhídrico vimos que se desprende H. El Fe desaloja al H, combinándose con el Cl.

Hoy, después de haber construído la tabla de los pesos de combinación, sabemos que

28 partes en peso de hierro reemplazan
a 1 » » » » hidrógeno.

Y aunque empleemos otro ácido, siempre que de él

(1) Con las diferencias que se deben a nuestros medios de investigación más perfeccionados. Nuestras balanzas actuales, comparadas con las de aquella época (1801), tienen tanta diferencia como las carabelas de Colón con los modernos transatlánticos.

queramos obtener 1 parte en peso de H, tendremos que emplear 28 partes en peso de Fe.

Poco tiempo después de este descubrimiento, **Dalton** (1803) pudo anunciar otro, tan interesante y que confirmaba al que acabamos de llamar "Ley de las proporciones definidas de Proust".

Se había descubierto que varios elementos se combinaban entre sí en *varias* relaciones definidas. P. ej.: se encontró formado en la naturaleza, otro óxido de cobre diferente al que ya conocemos: el que hemos analizado (pág. 75) contiene 8 partes de oxígeno para 31.8 de cobre y este otro para 8 partes de O contiene 63.6 de Cu.

De modo que la relación $\frac{O}{Cu}$ que habíamos fijado en $\frac{8}{31.8}$ ahora se encuentra que puede ser también $\frac{8}{63.6}$.

Dos óxidos de cobre

Nótese que se trata de *otra sustancia definida.*

No es, como podría parecer al alumno, óxido de Cu que contiene mezclada otra porción del cobre libre. Es conveniente hacer notar también, que *no se forma directamente*, es decir, poniendo en contacto cobre y aire y calentando (ver pág. 23). Procediendo así, cualquiera que sea la cantidad de cobre y de oxígeno que pongamos en contacto y calentando fuertemente como dijimos en la citada experiencia (pág. 23) se produce el polvo negro óxido de cobre, cuya relación de peso entre sus componentes es $\frac{8}{31.8}$.

El nuevo óxido de cobre es un *polvo rojo* que se encuentra formado en la naturaleza y puede obtenerse también en los laboratorios, por procedimientos más complicados, que aun el alumno no puede comprender.

Dos sulfuros de Cu.

También existen dos *sulfuros de cobre:* el 1.° ya conocido, tiene la relación $\frac{S}{Cu} = \frac{16}{31.8}$ y el 2.° $\frac{S}{Cu} = \frac{16}{63.6}$

y otros casos más que resumimos en el siguiente cuadro:

	Oxígeno	Cobre	Azufre	Cloro	Mercurio
Oxidos de cobre	8	31.8	—	—	—
	8	63.6	—	—	—
Sulfuros de cobre	—	31.8	16	—	—
	—	63.6	16	—	—
Cloruros de cobre	—	31.8	—	35.45	—
	—	63.6	—	35.45	—
Oxidos de mercurio	8	—	—	—	100
	8	—	—	—	200
Sulfuros de mercurio	—	—	16	—	100
	—	—	16	—	200
Cloruros de mercurio	—	—	—	35.45	100
	—	—	—	35.45	200

Vemos que los pesos fundamentales que habíamos llamado equivalentes, aparecen en los ejemplos citados, repetidos dos veces.

En efecto: en un sulfuro de cobre aparece para un equivalente de S uno de cobre y en el otro, para un equivalente de S, dos de cobre. Igual variación se observa en los compuestos del mercurio.

Proporciones múltiples (Dalton)

De aquí dedujo **Dalton** su **ley** que llamó **de las proporciones múltiples,** diciendo, que si dos elementos se combinan para formar más de un compuesto definido, lo hacen de manera que: las cantidades de uno de los elementos quedan fijas en los diferentes compuestos y las del otro son múltiplos del número que llamamos peso fundamental o peso equivalente.

Con este nuevo hecho, tan interesante, completamos nuestro conocimiento sobre las combinaciones químí-

Ley de las combinaciones

cas diciendo que: **"Los elementos se combinan entre sí en relación determinada de peso. Esta relación puede expresarse con números fundamentales, llamados pesos de combinación o con un múltiplo de esos números".**

Teoría atómica. — ¿Por qué será así? Esta pregunta debió surgir de inmediato en la mente de aquellos geniales investigadores, ante este hecho extraordinario.

Si el óxido de Cu (polvo negro) contiene para 8 partes de O, 31.8 de Cu, otro óxido de Cu distinto al anterior, contiene para 8 partes de O, 63.6 de Cu. Se ha efectuado *un salto* en la proporción del cobre y nunca se encontró ni pudo obtenerse otro óxido que para 8 partes de O tuviera cantidades intermediarias de Cu, es decir, números que estuvieran entre 31.8 y 63.6.

Se conoce un caso muy interesante también, que demuestra esta *discontinuidad* en las proporciones de combinación: son los compuestos que forma el O con el N y que podemos llamar óxidos de N.

El	óxido	N.°	1	contiene	14	p. de	N	y	8	p. de O
»	»	»	2	»	14	»	»	N y	16	» » O
»	»	»	3	»	14	»	»	N y	24	» » O
»	»	»	4	»	14	»	»	N y	32	» » O
»	»	»	5	»	14	»	»	N y	40	» » O

La clarividencia de Dalton.

Dalton (1808) vió en estos hechos la demostración de una hipótesis, que habían emitido los filósofos griegos, cuatro siglos antes de C.

Ellos habían imaginado que *la constitución de la materia debía ser discontinua:* no de otro modo podían concebir que el agua se transformara en aire, como ellos llamaban al vapor de agua. Siendo discontinua, debía ser *divisible* y esta divisibilidad podría llegar a un límite mucho más avanzado que el que pudiera obtenerse mecánicamente. Pero por muy lejos que se efectuara la división, era lógico que *en la naturaleza* no

podría efectuarse la división al infinito, pues sería inadmisible que un objeto material, estuviera constituído por una reunión de partículas desprovistas de *peso* y de *extensión*.

Por eso, *imaginaron un término a la divisibilidad de la materia* y a este término le llamaron **el átomo** que significa la partícula indivisible.

El razonamiento era frágil, pero la intuición era genial.

Y siguió subsistiendo en esta forma filosófica, hasta que *Dalton le dió el carácter de un hecho demostrable experimentalmente.*

1.°) Cada *especie* de materia, es decir, cada elemento (Boyle) debía estar constituído por su especie particular de átomos y siendo éstos invariables, ello explicaba el fracaso de los alquimistas (ver pág. 38).

2.°) Cada átomo debía (siendo invidisible) *tener un peso determinado*, y eso explicaba que en las combinaciones y descomposiciones químicas, no desapareciera ni variara el peso resultante, como había demostrado Lavoisier (pág. 37).

3.°) Las masas de los átomos no podían ser destruídas ni divididas: luego su combinación debía hacerse por cantidades *discontinuas y definidas* conforme a la ley de Proust.

4.°) Cuando se formaba más de un compuesto, entre dos elementos, los nuevos números encontrados eran múltiplos de los fundamentales y eso demostraba que intervenían *átomos enteros* y no *fracciones de átomos*. Y esto explicaba la ley de Dalton, de las proporciones múltiples.

Obsérvese el ejemplo del N y el O (citado en la página 80). Si *suponemos* que el primer compuesto está formado por 1 átomo de N y 1 de O, el segundo debe contener 1 de N y 2 de O, el tercero tres átomos de oxígeno, el cuarto, 4 y el quinto, 5.

5.°) El hecho que experimentalmente parecía misterioso, el del reemplazo de un elemento por otro, en cantidades características *que se equivalen*, demuestra que son las masas atómicas las que se reemplazan en cantidades invariables, que representan *la relación que debe existir entre el peso de los átomos de especie distinta*. Si se reemplaza el H de los ácidos por el Na, los hechos dicen que *siempre* que se obtenga 1 parte de hidrógeno se han combinado con el resto ácido 23 partes de Na. Con la hipótesis de Dalton decimos: el átomo de H ha sido reemplazado por el átomo de Na. El átomo de Na pesa 23 veces más que el átomo de H.

Y la hipótesis de los griegos se hizo, por obra de Dalton, una verdadera **teoría.**

Los fenómenos estudiados y la teoría atómica. — Vamos a confrontar la teoría atómica que Dalton nos ha legado, con los fenómenos químicos que hemos conocido en las páginas anteriores.

Lo que primero debió llamar nuestra atención fué la *divisibilidad de la materia*. Podíamos haberlo deducido, a propósito de las soluciones. Citaremos un ejemplo, entre los miles que podríamos elegir. Un miligramo de *fucsina*, materia colorante roja, basta para dar color rosa a 100 millones de veces su peso de alcohol, es decir: *algunos cristalitos* de esta sustancia sólida, se distribuirían, *dispersándose uniformemente*, en más de *cien litros* de alcohol.

Divisibilidad.

En lo referente a las combinaciones se presenta un interrogante.

Combinaciones.

Analicemos el fenómeno estudiado en la página 20. Allí vimos que, combinando S con Hg en relación determinada, se producía sulfuro de mercurio. Hoy, después del conocimiento de los átomos, que tenemos gracias a Dalton, diremos: el átomo de S se une de una manera especial, que llamamos combinación química, con el átomo de mercurio y forma una nueva sustancia, que llamamos sulfuro de mercurio.

Ahora bien: si el átomo de S es invariable y el de Hg

lo es también, nos imaginamos la nueva sustancia *formada por la unión de dos masas de materias distintas.*

Afinidad química.

Esta unión debe ser muy íntima, puesto que nuestros medios mecánicos no bastan para separarlas. Pero vimos que podíamos separar el Hg *si lo desalojábamos* por medio del Fe.

Hoy decimos: el átomo de Fe desaloja al átomo de Hg de su combinación con el S. Y atribuimos al átomo de Fe *una fuerza* mayor que las que hemos empleado hasta ahora: (calor, electricidad).

Suponemos también que entre el átomo de Fe y el de S hay *mayor atracción* que entre el de Hg y el de S y así nos explicamos que el Fe se apodere del átomo de azufre, desalojando al Hg. Y a esta *atracción* especial le llamamos *afinidad química.*

Pero el interrogante de que hablábamos más arriba es el siguiente: los átomos se reúnen entre sí, formando cuerpos compuestos. *Un cuerpo compuesto es, pues, la reunión de* **dos** *átomos por lo menos.*

Moléculas.

A la pequeña partícula que se forma del cuerpo compuesto, no podemos entonces llamarle átomo compuesto, ya que la palabra átomo significa "no divisible" y el compuesto se puede dividir (1). A esta partícula divisible le llamamos "**molécula**", que quiere decir pequeña mole (2).

Y entonces el fenómeno que venimos analizando lo explicamos así:

Un átomo de S se une a un átomo de Hg y forman una *molécula* de sulfuro de mercurio.

Y para abreviar esta explicación, la expresamos así:

$$\boxed{S} + \boxed{Hg} = \boxed{S\ Hg}$$

Con esta igualdad, hemos construído una **ecuación química.** La letra S (símbolo de la materia azufre)

(1) Recuérdese el caso del óxido de mercurio: calentado se descompone en Hg. y O.

(2) Nótese que su pequeñez es extraordinaria. No las percibimos con los microscopios más perfeccionados.

Ecuación química.

representa un átomo de azufre y las letras Hg (símbolo de la materia mercurio) representan un átomo de mercurio. La igualdad indica que no hay pérdida de materia (Lavoisier) y las letras reunidas SHg representan una molécula del compuesto que llamamos sulfuro de mercurio.

El caso de desalojo del Hg por el Fe lo expresaríamos así:

$$\underset{\text{sulfuro de mercurio}}{S\,Hg} + \underset{\text{hierro}}{Fe} = \underset{\text{sulfuro de hierro}}{S\,Fe} + \underset{\text{mercurio}}{Hg}$$

Y como sabemos que todas las reacciones químicas se efectúan en relación determinada de peso y para esta relación hemos construído la tabla recordatoria, diremos:

el peso de combinación del S = 16
y » » » » » Hg = 100

Se unen formando 116 partes de sulfuro de mercurio. Sobre esta porción de compuesto, se hace intervenir el peso de combinación del Fe = 28 y resulta: 100 partes de mercurio libre y 28 + 16 = 44 partes de sulfuro de hierro.

Y así expresamos que en 116 partes de sulfuro de mercurio existen 100 partes de mercurio que *puede obtenerse*. Para ello basta desalojarlo por medio del equivalente del Fe, es decir 28 partes.

La teoría atómica nos permite explicarnos, con admirable sencillez, estos fenómenos, que al principio de este libro nos parecieron complicados.

CAPÍTULO VIII

ÁCIDO CLORHÍDRICO

En la pág. 72 hemos conocido la acción que el ácido sulfúrico ejerce sobre las sales. Hoy estudiaremos, en detalle, esta reacción del citado ácido sobre la sal marina, para conocer el *ácido clorhídrico.*

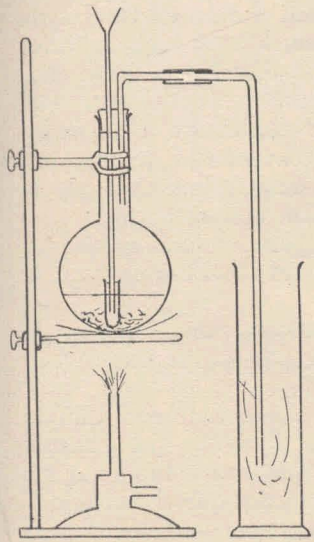


Fig. 16. Obtención del ácido clorhídrico.

Experiencia: Lo prepararemos de la manera siguiente:

En el balón colocamos sal marina (1) y por el tubo de seguridad vertemos el ácido sulfúrico del comercio al que hemos añadido la mitad de su volumen de agua. (2) El dedalito que aparece en la punta del tubo de seguridad, es un trocito de un tubo (más ancho que el de seguridad) que hemos cerrado por un extremo, calentándolo en el mechero. Tiene por objeto evitar que trocitos de sal marina o del sulfato que se formará, obstruyan el tubo de seguridad. Tan pronto como se vierte el ácido sulfúrico sobre la sal, se nota una eferves-

(1) Se puede emplear 30 grs. de sal de cocina y se agregan por el tubo 30 cc. de ácido sulfúrico comercial diluído con 15 cc. de agua.

(2) Recuérdese que debe verterse el ácido sobre el agua para efectuar esta operación (pág. 45).

cencia y producción de mucha "espuma". Esperamos que esto cese y si necesitamos mayor cantidad de ácido clorhídrico, calentamos moderadamente el balón por medio del mechero. *El gas ácido clorhídrico se desprende* (1) y puede recogerse en la probeta por ser más pesado que el aire. Llegando al fondo de la probeta desalojará al aire en ella contenido, hasta llenarla. Se verán *humos* blancos muy sofocantes, pues si se respiran provocan la tos.

Estos "humos" se deben a que siendo el gas ácido clorhídrico *muy soluble en agua*, se mezcla inmediatamente con la humedad atmosférica, produciendo esa neblina.

Si quisiéramos obtenerlo seco, deberíamos secarlo a la salida del balón y recogerlo en cuba neumática con mercurio.

Para secarlo, no podemos, como hicimos con el H (pág. 46), *emplear la cal*, pues el ácido clorhídrico *se combinaría* con ella formando cloruro de Ca y agua (véase pág. 68). Lo que utilizamos, es el ácido sulfúrico concentrado (sin agua) que no disuelve el ácido clorhídrico y retiene en cambio *enérgicamente* el agua. Haremos llegar entonces el ácido clorhídrico a un frasco que contenga ácido sulfúrico concentrado, y luego saldrá de éste por un tubo de desprendimiento, que lo conducirá a la cuba neumática, con mercurio.

Pero, habitualmente, se preparan *soluciones acuosas* del ácido y así se emplea en los laboratorios y en la industria.

Para obtener la solución acuosa, cambiaríamos la probeta del dibujo del texto, por varios frascos con agua, en la siguiente forma:

El frasco N.° 1 contiene ácido sulfúrico diluído (1 vol. de ácido y 1 volumen de agua) que disuelve un poco de ácido clorhídrico y retiene sobre todo las pequeñas porciones de ácido sulfúrico que el gas clorhídrico arrastra consigo, al desprenderse del balón. Luego pasa por los frascos 2 y 3 que contienen agua, donde se disuelve. Si la corriente gaseosa es muy rápida, alguna porción del gas no alcanzará a disolverse y

(1) Los alquimistas le llamaban "espíritu de sal".

llegará al frasco N.° 4, vacío, donde se acumula, eliminando el aire que éste contiene.

Notará el alumno que los frascos N.° 2 y 3 *se calientan*. El ácido clorhídrico al disolverse en el agua, *desarrolla calor*. Y como ya sabe (pág. 32, nota) que los gases se disuelven en mayor proporción en agua fría, convendrá enfriar los frascos 2 y 3 sumergiéndolos en un recipiente con agua fría.

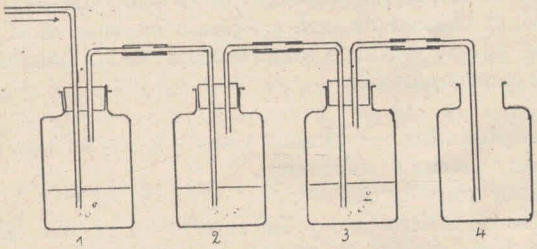


Fig. 17. Lavado y disolución de los gases:

Cuando ya se desprenda muy poco gas clorhídrico del balón productor, convendrá separar el frasco N.° 1 del N.° 2 (desuniéndolos por el tubito de goma que está representado en el dibujo) *antes de retirar el mechero*. Si no se procediera así y se retirara o se apagara el mechero, se enfriaría el balón y como resultado de esto, se condensaría el vapor de agua dentro del balón. Esta agua ocuparía mucho menor volumen que el vapor de que proviene y por lo tanto se produciría en el balón un *vacío parcial* o *disminución de presión*. Esto daría por resultado una rápida aspiración de los líquidos: del frasco 1 pasaría líquido al balón; del frasco 2 al 1 y del 3 al 2. La solución que habríamos obtenido en el frasco 2 se mezclaría, pues, con la que quedara en el 1 que contiene ácido sulfúrico y así se impurificaría.

Y este detalle que explicamos para el presente caso, se aplica en todas las operaciones químicas en que

se mezclan gases y líquidos. Es necesario, pues, que el alumno lo asimile perfectamente.

El tubo de seguridad que se colocó en el balón, tiende a evitar esos inconvenientes.

La reacción que se produjo es la siguiente:

Doble descomposición.

$$\left.\begin{matrix}\textit{Cloruro de Sodio}\\ + \\ \textit{ácido sulfúrico}\end{matrix}\right\} = \left.\begin{matrix}\textit{Sulfato de Sodio}\\ + \\ \textit{ácido clorhídrico}\end{matrix}\right.$$

Ya sabemos (ver pág. 72) que el ácido sulfúrico cede su H al cloruro de sodio, fijando en cambio el sodio de la sal. Se trata de una reacción de las llamadas de *doble descomposición.*

Propiedades. — Hemos visto que es un *gas.* Si se respira, produce sofocación.

Sabor muy agrio.

Peso de 1 litro (a 0 y 760 mm.) = 1 gr. 628 (aire = 1 gr. 293).

Se puede licuar, enfriado a — 80°, bajo la presión atmosférica.

Muy soluble en agua

Es extraordinariamente *soluble en agua.* A 15° y 760 mm. *1 volumen de agua disuelve 454 volúmenes de gas.* Es decir, que en 1 litro de agua, se disolverían 454 litros de gas.

Reflexione el alumno sobre este fenómeno, tan interesante, pues de él se pueden deducir consecuencias notables. En efecto, ya sabemos que *las soluciones son mezclas homogéneas* (ver pág. 19).

Sabemos, también, que las pequeñas partículas que forman un cuerpo compuesto, son las moléculas (página 83). Para que se produzca la mezcla homogénea, suponemos que las moléculas del ácido clorhídrico se intercalan entre las moléculas del agua, y esto nos prueba una vez más: 1.°) *la pequeñez de las moléculas*, y 2.°) *el espacio que debe existir entre éstas.* En efecto: al disolver *454 litros de gas ácido clorhídrico en 1 litro de agua, el volumen del líquido aumenta sólo en 437 centímetros cúbicos.*

Espacios intermoleculares.

Experiencia: Podemos demostrar esta *gran solubilidad*. Se llena una probeta alta, con ácido clorhídrico seco, como se indicó en la preparación (pág. 86) (1). Cuando se está seguro que se ha llenado de gas clorhídrico, se tapa con un disco de vidrio, y se lleva a una cuba con agua. Se introduce en el agua boca abajo, y se retira, bajo el agua, el disco de vidrio. Si está llena de gas y éste está bastante seco, se verá que el agua de la cuba asciende en la probeta a veces muy rápidamente. El gas, al disolverse en el agua, deja en la probeta un vacío, que es llenado rápidamente por el agua de la cuba, empujada por la presión atmosférica.

La solución saturada de ácido clorhídrico en agua, es la que contiene en 1 litro de agua, 454 litros de ácido, que pesan 454 × 1 gr. 62 = 746 grs. Contiene pues: 1000 grs. de agua + 746 grs. de ácido clorhídrico. Entonces en un total de 1746 grs., existen 746 grs. de ácido, o lo que es lo mismo: 42,7 % (2). La densidad de tal solución es 1.21 (3).

Su carácter "ácido".—Su solución acuosa, enrojece fuertemente el tornasol.

Actúa sobre los óxidos, como ya hemos visto en el capítulo de las sales.

Actúa sobre los óxidos formando cloruros.

Las sales que él forma, se llaman *cloruros*. El más importante de estos cloruros es, sin duda, la sal marina o *cloruro de sodio*, que nos ha servido para prepararlo. Ella constituye, como todos saben, un componente indispensable de nuestra alimentación.

Repetiremos que la reacción que él produce con los óxidos, es la siguiente:

ácido clorhídrico + óxido de { sodio, potasio, calcio, magnesio, cobre, etc. } = agua + cloruro de { sodio, potasio, calcio, magnesio, cobre, etc. }

Casi todos los cloruros son muy solubles.

(1) Si se dispone de Hg. se puede llenar muy bien la probeta en la cuba neumática. (En tal caso conviene dejar algunas burbujitas de aire en la probeta al recoger el gas clorhídrico). Si no se tiene Hg puede hacerse llenando directamente la probeta por desalojo del aire.
No será tan notable la experiencia, pero sí muy demostrativa.

(2) 1746 : 746 : : 100 : x. $\frac{746 \times 100}{1746} = 42.7.$

(3) Se puede deducir muy aproximadamente el contenido en ácido clorhídrico, de sus soluciones acuosas, multiplicando por 2 las dos últimas cifras de la densidad.

Cloruros insolubles.

De estos cloruros, algunos son muy solubles en agua, como el del calcio y el de magnesio. Menos el de potasio y sodio. *Y son insolubles en agua*, el cloruro de plata, el cloruro de plomo, el cloruro de mercurio, llamado comúnmente *calomel.*

Acción de los metales. — Algunos metales actúan sobre el ácido, desalojando su H, del mismo modo que ya vimos en el capítulo del H.

Tomemos como ejemplo el magnesio. La reacción sería:

$$\text{ácido clorhídrico} + \text{Mg} = \text{cloruro de Mg} + \text{H (que se desprende).}$$

Se forma, como ya sabemos, una sal y se desprende H. Colóquese en un tubo de ensayo un poco de ácido clorhídrico y agréguese magnesio en pequeños trocitos. Se desprende rápidamente el H y *queda disuelta la sal.* Lo mismo ocurre con los otros metales que desalojan el H y por eso *se dice habitualmente que el ácido clorhídrico disuelve a casi todos los metales, puesto que los cloruros que forma son casi todos solubles* (1).

Acción de la corriente eléctrica.

Por la corriente eléctrica se obtienen *volúmenes iguales* de H y Cl.

Experiencia. Colóquese una solución de ácido clorhídrico al 30% (densidad 1.15) en el aparato descripto en la pág. 37 Los terminales deben ser de *platino o de carbón* Tan pronto como se cierra el circuito, vense desprender de los electrodos, *burbujas gaseosas*, que se acumulan en los tubos, *obteniéndose volúmenes iguales de los dos gases.* En el tubo del polo negativo se obtiene H (compruébese) y en el del positivo, un gas de color amarillo verdoso, de olor desagradable y sofocante; es *cloro*, que pronto estudiaremos

Esto nos comprueba que el ácido clorhídrico está formado por la combinación del H y este nuevo gas que llamaremos cloro.

(1) Algunos metales desalojan el H de este ácido o de cualquier otro y algunos no lo desalojan. Entre los metales más comunes que desalojan al H citamos: Magnesio, Aluminio, Zinc, Hierro, Níquel, Estaño, Plomo, en orden decreciente de actividad y entre los que no desalojan: *Cobre, Bismuto, Mercurio, Plata, Platino, Oro.*

Por esta experiencia, vemos también que *se puede obtener el H de un ácido por medio de la corriente eléctrica* (1).

Importancia del ácido clorhídrico. — La solución de este ácido es muy empleada en la vida diaria. Se utiliza para *limpiar los metales*. Se sabe que estos cuerpos, expuestos al aire, se empañan, porque se recubren de una capita de óxido del metal; frotándolos con un paño mojado en ácido clorhídrico diluído, éste disuelve el óxido (forma cloruro soluble en agua), dejando la superficie del metal límpida y brillante.

Se utiliza para preparar cloro, como veremos más adelante.

Se emplea siempre que se necesite un ácido no muy corrosivo.

En nuestro organismo y en el de los animales carnívoros, desempeña un papel importante: es segregado por la mucosa del estómago y es indispensable para la digestión de algunos alimentos.

Su nombre común es: *ácido marino* (de sal marina) y también *ácido muriático* (de muria = sal).

Reconocimiento del ácido clorhídrico. — Hemos visto que los cloruros son casi todos solubles, excepto 3: el cloruro de plata, el de mercurio y el de plomo. Esta propiedad se aprovecha para reconocerlo:

Precipita las sales de Ag.

Experiencia: Colóquese en un tubo de ensayo un poco de solución de nitrato de plata. Agréguese gota a gota, el ácido clorhídrico: cada gota que cae, forma inmediatamente unos grumos sólidos, blancos, que se depositan en el fondo del tubo. (2) El cuerpo sólido que se ha formado es *cloruro de pla'a.*

(1) En efecto: la corriente eléctrica actúa de la misma manera sobre los demás ácidos.

(2) A esta formación de partículas sólidas, por mezcla de 2 líquidos, se le llama: formación de un *precipitado*. (Las partículas, por lo general, se precipitan al fondo del tubo).

CLORO

Hemos visto que este elemento puede obtenerse por electrólisis de las soluciones del ácido clorhídrico.

En el capítulo de las sales habíamos aprendido que por electrólisis de la sal marina (cloruro de sodio), también se obtenía cloro.

Estas dos operaciones nos han demostrado que el cloro *es el componente ácido*, que también hemos llamado *resto ácido*, del ácido clorhídrico y de sus sales.

Su combinación con el H para formar el ácido y con los metales, para formar los cloruros, es muy firme y por eso se dice que *el ácido clorhídrico* o los *cloruros son muy estables*.

En este capítulo vamos a estudiar los principales métodos para obtenerlo. Emplearemos el ácido clorhídrico que preparamos con gran facilidad en el capítulo anterior y haremos actuar sobre él al *oxígeno*. Como el gas ácido clorhídrico no es inflamable, lo mezclaremos con oxígeno y ayudaremos calentando la mezcla.

Si se hace pasar una mezcla de ácido clorhídrico gaseoso y aire, que, como sabemos, contiene oxígeno mezclado con N (ver pág. 33) por un tubo mantenido horizontalmente y calentado, el oxígeno del aire le quita al ácido clorhídrico su H, con el que forma agua y deja libre el cloro.

ácido clorhídrico + O = agua + Cl.

Pero se *obtienen pequeñas* cantidades de cloro. El oxígeno en estas condiciones *actúa muy lentamente* y la mayor parte del ácido clorhídrico que pasa por el tubo, no se transforma.

Pero si en el tubo colocamos trozos de piedra pómez (1) embebida en una solución de sulfato de cobre o de cloruro de cobre y secada después por medio del calor, al pasar la mezcla de ácido clorhídrico y aire por esta

(1) Un producto de las emanaciones volcánicas

piedra pómez mezclada con sales de cobre, el oxígeno del aire actúa rápidamente sobre el ácido clorhídrico, descomponiéndolo y poniendo en libertad el cloro, al mismo tiempo que forma agua.

— **Catálisis** (1). — En esta experiencia, *las sales de cobre aceleran enormemente la velocidad del fenómeno químico*, que sin ellas, lo hemos dicho, sería apenas perceptible. Y las sales empleadas se encuentran al final de la experiencia, iguales que al principio. *No se han transformado.*

Son numerosos, en química, los casos semejantes a este.

A estos *agentes que aceleran las reacciones*, sin sufrir ellos transformación, se les llama **agentes catalíticos.** También se llaman agentes de contacto.

Agentes que aceleran las reacciones.

No se conoce *cuál es el mecanismo* de su intervención, pero se aprovechan para facilitar muchas transformaciones.

Citaremos dos ejemplos de fenómenos ya conocidos por el alumno: el clorato de potasio se descompone por el calor, cediendo su O y dejando como residuo cloruro de potasio. Si se agrega un poco de una sustancia mineral, llamada *bióxido de manganeso*, la descomposición del clorato se efectúa más rápidamente y el bióxido de manganeso no sufre transformación.

El H y el O pueden estar mezclados en frío, sin que se combinen. Introduciendo en el recipiente que contiene la mezcla, un poco del metal *platino, muy bien pulverizado*, comienza inmediatamente la combinación del H con el O y se va produciendo cada vez más rápida y desarrollándose tan rápidamente el calor, que el platino se pone *incandescente* y puede provocar la explosión de la mezcla que aun no se haya combinado (2).

Otros medios de acelerar las reacciones. — En varias oportunidades, hemos apreciado el efecto de la

(1) Del griego: "cata" = abajo, y "lisis" = disolver.
(2) Se aprovecha esto, por la industria, en unos encendedores de gas. Sabido es que el gas de alumbrado contiene mucho H libre.

Temperatura.

temperatura. Es muy notable esta intervención. Aproximadamente para *cada aumento de temperatura de 10°, la velocidad de la reacción se duplica.*

Concentración

La concentración, es decir, la mayor proporción de una de las sustancias reaccionantes, facilitará la oportunidad de que las moléculas de ambas se pongan en contacto para reaccionar. Esto es evidente en las reacciones entre los gases, y a propósito del O, hemos visto cómo en el oxígeno puro las sustancias arden más rápidamente que en el aire, donde la concentración de aquél es sólo 1|5 del total (ver pág. 33).

Disolución.

La disolución es otro factor importante de aumento de velocidad en las reacciones.

Se debe a que los contactos entre las moléculas se han facilitado.

Hemos visto la reacción entre las soluciones de ácido clorhídrico y nitrato de plata. Era instantánea. Si se emplea, en cambio, la sal nitrato de plata seca, y el ácido clorhídrico seco, la reacción es muy lenta.

Pero note bien el alumno que **todos estos medios,** sólo aumentan **la velocidad** del fenómeno químico. Lo que equivale a decir que la transformación completa se produce en menor tiempo. **No modifican, absolutamente, la esencia del fenómeno, pues éste continuará cumpliéndose, conforme a la ley de la conservación del peso descubierta por Lavoisier y a la de las proporciones definidas de Proust.**

Preparación del cloro. — El método descripto es poco práctico, pues el cloro que se obtiene está mezclado con aire, con agua y con el ácido clorhídrico que no se haya transformado.

Lo prepararemos entonces de la manera siguiente:

Acido Clorhídrico y bióxido de manganeso producen Cl.

En un aparato igual al de la pág. 85 colocaremos en en el balón *bióxido de manganeso* (un producto natural que se presenta como una masa de color negruzco y que se obtiene en el comercio, pulverizado) y por el tubo de seguridad vertemos ácido clorhídrico comercial (densidad = 1.15) y calentamos suavemente. Pronto

se verá el balón llenarse de un gas color amarillo verdoso que llegará a la probeta desalojando al aire, por ser mucho más denso que éste.

Este gas, *cloro*, es *cáustico* y no debe respirarse. Provoca tos persistente y si se aspira en gran cantidad producirá trastornos muy graves de congestión pulmonar. Es conveniente, entonces, prepararlo al aire libre o bajo la campana de una chimenea de buen tiraje.

El Cl es peligroso respirarlo.

Se puede hacer pasar, antes de recogerlo en la probeta, por un frasco semejante a los de pág. 87, que contengan pequeña cantidad de agua: allí queda el poco ácido clorhídrico que arrastra a la salida del balón. El Cl se disuelve también en el agua, pero pronto la satura y llega a la probeta.

Explicación de este método. — Experiencia: Colóquese en un tubo de ensayo un poco de *clorato de potasio*. Agréguese ácido clorhídrico y caliéntese *suavemente;* pronto se desprende cloro.

En otros tubos de ensayo colóquese un poco de *bióxido de plomo* en uno y *permanganato de potasio* en otro, y agréguese ácido clorhídico: en el 1.° calentando, se desprende cloro; en el 2.° en frío, se desprende cloro.

Vemos entonces que sobre el ácido clorhídrico han actuado las siguientes sustancias, *dejando cloro libre:* 1.°) *bióxido de manganeso;* 2.°) *clorato de potasio;* 3.°) *bióxido de plomo;* 4.°) *permanganato de potasio.*

Oxidación.

Aunque estas sustancias son distintas, *debe ser igual el mecanismo de su acción sobre el ácido clorhídrico.* Diremos que ellas ceden oxígeno al ácido clorhídrico, formando agua con su H y dejando el cloro libre (1).

A estas sustancias que ceden su oxígeno a otros cuerpos se las llama **oxidantes.**

Oxidantes.

Diremos entonces que ellas oxidan al ácido clorhídrico, apoderándose de su H.

Y podremos expresar que *el cloro se obtiene oxidando el ácido clorhídrico:* con el aire (reacción lenta) o con los oxidantes (reacción rápida).

(1) Recuerde el alumno que el *clorato de potasio se utilizó para preparar oxígeno.* El bióxido de manganeso es un polvo negro. El bióxido de plomo, un polvo marrón, y el permanganato de potasio, una sustancia cristalina de color violeta.

Más pesado que el aire.

Propiedades del cloro. — Peso de 1 litro a 0° y 760 mm. = 3 grs. 22. *Es, pues, dos veces y media más pesado que el aire.*

Comparado con el hidrógeno es 35.45 veces más pesado que él.

Se disuelve en agua: un litro de agua puede disolver 3 litros de este gas.

Amarillo verdoso.

"*Cloros*" (griego) significa amarillo-verdoso. Este nombre le fué dado por Davy (1809), sorprendido, sin duda, por su color, pues la mayor parte de los gases son incoloros.

Se licua.

Puede licuarse a 0° y 6 atmósferas.

Presenta *gran afinidad* (pág. 83) *con los demás elementos:* no se combina *directamente* con el N. O. y C. Se combina, en cambio, directamente con los demás elementos *formando cloruros.*

Los cloruros metálicos son las sales del ácido clorhídrico.

Cobre.

Experiencia: En varias probetas llenas de cloro, introdúzcanse en la 1.ª un *delgado alambre de cobre*, arrollado en espiral y calentado en su extremo: se produce una *viva reacción*, y si se ha dejado un poco de agua en el fondo de la probeta, se verá que allí se disuelve la *sal* formada: *cloruro de cobre*, con color azul.

Hierro.

En la 2.ª, igual experiencia, con un alambre *muy delgado* de *hierro*, que lleve en su extremo una hojita de latón: al introducirlo en la probeta, se inflama primero el latón y luego el hierro, proyectando chispitas que caen al fondo de la probeta y se disuelven en el agua. (*cloruro de hierro*)

Antimonio

En la 3.ª, con *antimonio pulverizado*, se obtiene una experiencia muy luminosa. (1)

Por todas estas experiencias de *fácil combinación del cloro con metales*, se explica que *el cloro no se encuentre libre en la Naturaleza.* Ha formado fácilmente, en épocas anteriores, cloruros, que poco a poco han sido disueltos por el agua y han llegado finalmente al mar, de donde extraemos el más abundante y más importante de ellos: el *cloruro de sodio* o sal de cocina.

(1) ¡Cuidado de respirar los vapores que se producen! ¡Son venenosos!

Las aguas del mar contienen de 0.30 a 4 % de sal común, en solución.

Su combinación con el hidrógeno. — La combinación del cloro con el hidrógeno, es una de las propiedades características de este gas, por la rapidez con que se efectúa y los fenómenos que la acompañan.

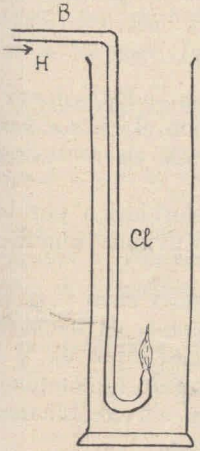


Fig. 18. Combustión del H en atmósfera de Cl.

Experiencia: I.ª Llénese de cloro la probeta A. Enciéndase el H. que circula por el tubo B, ¡asegurarse previamente que no contiene mezcla explosiva! (ver pág. 34) antes de introducirlo en la probeta). Cuando esté encendido, se introduce en la probeta A como lo indica el esquema y *el H continuará ardiendo en la atmósfera de cloro.*

Se produce ácido clorhídrico.

Experiencia II.ª Llénese un matraz con volúmenes iguales de H y Cl, haciéndolo en habitación con muy poca luz. Tápese el matraz con un corcho, envuélvase el frasco con un paño negro y muévase en todos sentidos para que los gases se mezclen perfectamente. Llévese a un sitio iluminado por el sol y si a cierta distancia (por medio de un alambre o de una vara) descubrimos el frasco, de modo que esté expuesto *bruscamente* a los rayos solares, *se producirá una explosión:* el corcho será proyectado con fuerza y a veces el matraz se rompe.

Se ha producido ácido clorhídrico, con un desarrollo de calor considerable. (1)

Esta experiencia de combinación es semejante a la del H con el O: en aquella se requería la temperatura para iniciarla. Aquí interviene la luz. Esto nos enseña que existe *un nuevo agente de aceleración de las reacciones: es la luz solar.*

La luz acelera algunas reacciones químicas.

Experiencia. III.ª Llénese dos probetas iguales, una con cloro y otra con H. Téngase la del cloro boca arriba, tapada con un

(1) Compruébese que es ácido clorhídrico: disuélvase con un poco de agua y pruébese con tintura de tornasol: la enrojece. Con solución de nitrato de plata: precipitado blanco. Con polvo de magnesio: desprende H.

disco de vidrio y colóquese sobre ella la que contiene el H, boca abajo. Retírese el disco de vidrio y adáptense muy bien las bocas de las dos probetas. Teniéndolas así bien adheridas, inviértanse con el objeto de que los gases se mezclen, repitiendo esta operación varias veces, de modo que la probeta que contiene cloro (color verdoso) esté alternativamente arriba y abajo de la del H. Cuando el color verdoso se ha repartido uniformemente en las dos probetas, es indicio de que la mezcla está bien preparada. Déjense sobre la mesa, a la luz natural de la habitación (que no reciban luz del sol). Después de un tiempo variable, según la luz y el volumen de la probeta, se habrá formado *un ácido* que reconoceremos *ser ácido clorhídrico.*

Ley de las combinaciones gaseosas.— Estas dos experiencias de combinación del cloro con el H, *nos han probado que los dos gases se combinan en volúmenes iguales.*

Cuando descompusimos el ácido clorhídrico por la corriente eléctrica (ver pág. 90), obtuvimos también volúmenes iguales de cloro y H.

1 volumen de H y 1 volumen de Cl se combinan.

De aquí *podemos afirmar que los gases cloro y H se combinan entre sí, en relación determinada de volumen.* (Si hubiéramos mezclado 1 vol. de cloro, por ej., y 1 volumen y ½ de H, se hubiera producido la combinación, ácido clorhídrico, pero sobraría, sin combinarse, ½ volumen de hidrógeno).

Midiendo el volumen que ocupa el ácido clorhídrico obtenido, resulta ser la suma de los dos gases que se combinaron.

2 volúmenes de H y 1 vol. de O.

Ej.: con 1 litro de cloro y 1 litro de hidrógeno se producen 2 litros de ácido clorhídrico.

El alumno recordará la electrólisis del agua (pág. 37). Entonces vimos que el volumen del gas H comparado con el del gas O estaban en relación determinada. Esta era 2 : 1.

Si se trata de combinar el H con el O deben emplearse en esa relación. Con 2 litros (p. ej.) de hidrógeno y 1 litro de oxígeno, se producen *dos litros de vapor de agua.*

Los gases se combinan en relación determinada de volumen. (Gay Lussac)

Y este hecho de la combinación de los gases en relación determinada de volumen, no es un caso limitado a los dos ejemplos que acabamos de citar. *En*

todos los casos de combinaciones entre gases, se verifica una relación determinada y sencilla de volumen. El descubrimiento de este fenómeno se debe a **Gay Lussac** y se le denomina **Ley de los volúmenes** (1).

El cloro y los metaloides. — Hemos visto que el cloro se combina fácilmente con los metales, formando cloruros, que son las sales del ácido clorhídrico. Se disuelven casi todos en el agua. *Con los metaloides forma también cloruros, que no son sales.*

Experiencia: En 2 probetas llenas de *cloro seco*, introdúzcanse: en la 1.ª un trocito de *azufre* encendido; en la 2.ª un trocito de *fósforo* bien seco (2). Se produce *viva reacción*, sobre todo en la probeta N.º 2. Se ha formado *cloruro de azufre* y *cloruro de fósforo*.

Estos difieren enormemente de los cloruros metálicos: puestos en contacto del agua, producen una viva reacción, desprendiéndose abundantes humos blancos: ácido clorhídrico.

Expresaremos este fenómeno así:

$$\begin{matrix} \textit{cloruro de fósforo} \\ + \\ \textit{agua} \end{matrix} \quad = \quad \begin{matrix} \textit{ácido clorhídrico} \\ + \\ \textit{ácido fosfórico} \end{matrix}$$

Los cloruros de los metaloides se descomponen por el agua.

Se ha producido una *doble descomposición:* el cloro del cloruro con el H del agua formaron ácido clorhídrico y el metaloide con el O del agua, el ácido correspondiente al metaloide.

Por este método se puede diferenciar muy bien un metal de un metaloide.

Otras propiedades del cloro. — Se utiliza mucho cloro en la industria debido a una propiedad de éste: la de *decolorar*.

(1) El alumno debe retenerla muy bien, pues más adelante extraeremos de ella una deducción de importancia fundamental para el conocimiento de la química.

(2) El fósforo es un elemento muy ávido de oxígeno y se conserva por eso bajo el agua destilada para aislarlo del contacto del aire.

El Cl es un decolorante.

Experiencia: En una probeta llena de cloro introdúzcase un trozo de tela que tenga varios colores y que se ha humedecido antes con un poco de agua. Se tapa la probeta con un corcho y se deja un tiempo la tela coloreada. Se verá que los colores desaparecen.

II. Sobre un papel que tenga escritura trazada con tinta común, (no tinta china) se pasa un trapito empapado en solución acuosa de cloro. Después de un tiempo, los rasgos negros de la escritura han desaparecido.

Destruye las sustancias orgánicas.

Se explican estos fenómenos de la manera siguiente: los colores son sustancias compuestas, formadas por la combinación de varios elementos, entre ellos el H. El cloro, apoderándose del H de estos compuestos, los transforma, desapareciendo por lo tanto el color. Estas sustancias colorantes pertenecen a un grupo numeroso de sustancias, que llamamos *orgánicas*, porque en otra época se extraían de *organismos* y así suele decirse que *el cloro destruye las sustancias orgánicas.*

Desinfectante.

Por eso los *microbios de toda clase* (organismos vivos) *son destruídos rápidamente por el cloro.* Se aprovecha por tal razón el cloro para desinfectar.

En estos casos (decoloración y desinfección) se usa el *agua de cloro* (cloro disuelto en agua) (1) (2).

(1) En el comercio se conoce con el nombre de "lavandina".

(2) Esta acción enérgica sobre las sustancias orgánicas se puede demostrar de varias maneras: 1.º Una bujía encendida, continúa ardiendo en el cloro y se produce ácido clorhídrico y carbón en polvo. 2.º El gas de alumbrado sigue ardiendo en el cloro: igual resultado. 3.º Un papel de filtro humedecido con esencia de trementina se inflama en atmósfera de cloro.

BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS

CAPÍTULO IX

LA HIPÓTESIS MOLECULAR

En la pág. 11 habíamos visto que *todos los gases son igualmente compresibles*, es decir, que tienen la misma elasticidad; cualquiera que sea la materia que los forme; sean cuerpos simples o compuestos.

Hecho descubierto por Boyle (1660) y que llamamos por eso **Ley de Boyle.** Eso puede expresarse esquemáticamente así:

Todos los gases se comprimen igualmente.

$$p\,v = C$$

que significa presión × volumen = constante. Con lo que se indica que los dos factores, *presión* y *volumen*, *son inversamente proporcionales*. Aumentando la presión, disminuye el volumen. Disminuyendo la presión, aumenta el volumen.

Un ejemplo numérico para aclarar esta ley.

Hemos obtenido un gas cualquiera (ej.: H, ácido clorhídrico, oxígeno) lo medimos y alcanza a 300 cc. Leemos el barómetro, que nos indica la presión atmosférica en ese momento y supongamos que señala 755. ¿Cuánto ocupará ese gas a 760 de presión(1).

Razonamiento: Si a 755 mm. de presión el gas ocupa 300 cc., a 1 mm. ocupará 300 × 755 (mayor volumen porque la presión es menor) y a 760 mm. ocupará $\frac{300 \times 755}{760} = 298{,}02$ cc.

(1) Lo que se ha convenido en considerar como "presión" normal.

BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS

Todos los gases se dilatan igualmente.

Vimos también en pág. 11 que *todos los gases se dilatan igualmente*, es decir, que el volumen que ocupan, aumenta igual cuando se eleva su temperatura en la misma forma. **Ley descubierta por Gay Lussac (1802).**

El aumento de volumen, llamado *coeficiente de dilatación*, alcanza para todos los gases a 0 cc.,003663. Esto significa, que cada centímetro cúbico de cualquier gas (medido a 0°) se dilata esa cantidad por cada aumento de temperatura de 1 grado y disminuye su volumen en esa cantidad, cuando su temperatura desciende de 1 grado.

Esta fracción de cc. 0,003663 es igual a $\frac{1}{273}$.

Por eso se dice que todos los gases aumentan o disminuyen $\frac{1}{273}$ de su volumen a 0°, por cada grado de aumento o disminución de temperatura.

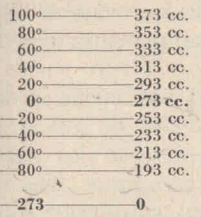
Será fácil recordar esta relación entre volumen y temperatura, si partimos de un volumen gaseoso de 273 cc. a 0°. Sabiendo que cada aumento de 1 grado significa un aumento de volumen de $\frac{1}{273}$, al aumentar 1° se producirá una dilatación de 1 cc.

Es decir, que si a 0° el gas ocupaba 273 cc., a 10° ocupará 283, y a 100°, 373, etc.

Inversamente: enfriando el gas, disminuirá de 1 cc. por cada grado y así llegaríamos a 272 cc. a —1°; 263 a —10° y continuando el enfriamiento, *se llegará al absurdo de que a —273° el volumen del gas será 0!* Tal cosa, no la podemos verificar: 1.°) porque aun no se han alcanzado temperaturas tan bajas, y 2.°) porque antes de llegar a —273°, los gases se transforman en líquidos (1).

Pero, alejándonos de estos puntos límites, podemos calcular muy bien el volumen de los gases según esta regla. Para facilitar el recuerdo de ella se agrega el esquema siguiente:

(1) El helio se conduce como gas ideal. ¡Se licua a —269°!



La línea vertical de la izquierda de la figura, representa temperaturas. Si a 0° se parte de 273 cc. de gas, se puede leer inmediatamente la variación del volumen, con el aumento o disminución de la temperatura.

Cero absoluto.

Y partiendo de la *concepción teórica de que a* —273° *los gases tendrían el volumen* 0, se le llama también a esta escala de la derecha escala de las *temperaturas absolutas*. El —273° de nuestro termómetro sería *el* 0 *absoluto* y el cero equivaldría a 273° absolutos. Este *artificio* (1) permite simplificar mucho los cálculos, pues con esta escala, *volumen gaseoso y temperatura absoluta están en relación directa.*

P. ej.: Supongamos que un gas a 20° ocupa 200 cc. ¿Qué volumen ocupará a 50°?

Partiendo de lo que ya sabemos, es decir, aplicando la escala de las temperaturas absolutas, razonamos así:

si fueran..... 273 cc. a 0°
alcanzarían a.. 293 » » 20°
y a.. 323 » » 50°

Es decir: si son 293 cc. a 20°, ocuparían 323 cc. a 50°. Pero como en el ejemplo que estamos resolviendo, son 200 cc. a 20° y no 293, aplicando la regla de tres simple tendremos:

293 : 323 : : 200 : X .....X = 220 cc.

En estos cálculos de volumen gaseoso, no hemos tenido en cuenta la presión que soporta el gas. Pero ella debe considerarse.

Daremos un ejemplo. ¿Qué volumen ocupará un gas, a 0° y 760 mm. (2), que a 750 mm. y 20° ocupa 200 cc.?

$$\text{Respuesta: } 200 \times \frac{750}{760} \times \frac{273}{293} \times$$

En las operaciones químicas sobre gases, es de importancia determinar con exactitud el volumen de una masa gaseosa. Y para esto debe tenerse en cuenta otro detalle de mucho valor.

Cuando se recoge un gas, por lo general, se emplea la cuba neumática, recogiéndolo en una probeta por desalojo del agua (ver pág. 24).

(1) Puesto que en el 0° absoluto ya no existen gases.

(2) Lo que se ha convenido en considerar temperatura normal y presión normal para los gases.

El gas, entonces, está mezclado con el vapor de agua, pues como vimos en pág. 60, ésta se evapora con mayor o menor presión, según la temperatura que la rodea.

Volumen gaseoso y presión.

Leemos la presión señalada por el barómetro y decimos que hemos obtenido un volumen de gas a la presión atmosférica. Eso quiere decir que los gases contenidos en la probeta donde los recogimos (gas en estudio y vapor de agua en la cuba) equilibran *entre ambos* la presión exterior. P. ej.: si se dice 300 cc. de gas oxígeno a 20° de temperatura y a la presión de 760 mm., significa 300 cc. de oxígeno a 20° pero no a 760 mm. sino a 760 — 17.4 mm (1) = 743.6 mm., pues la presión real del gas es esa.

A la presión del gas que se mida, es necesario restarle, pues, la del líquido sobre el cual se recoge.

Resumiendo entonces cuanto hemos dicho sobre las sustancias gaseosas:

a) **todos los gases se comprimen igual.**
b) « « « « **dilatan igual.**
c) « « « *si se combinan*, **lo hacen en relación simple de volumen.**

Hipótesis de Berzellius

Estos hechos originales deben hacernos pensar, *que la materia en estado gaseoso debe tener algo de común.*

Los maestros químicos antiguos se hicieron esta reflexión y **Berzellius** emitió la *hipótesis* de que los gases debían contener (en volumen igual) el mismo número de partículas.

Veamos si esta hipótesis se adapta a los hechos estudiados.

a) Ley de Boyle. — Las partículas que forman un gas deben estar en continuo movimiento (recordar la difusión de los gases) (ver pág. 10) y debe existir entre

(1) Presión del vapor de agua a esa temperatura.

ellas *grandes espacios vacíos* (1) a juzgar por lo mucho que los gases se pueden comprimir (2).

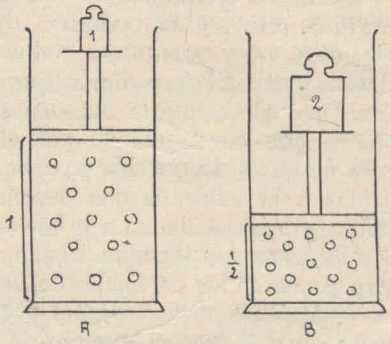


Fig. 19. P × V = C.

A y B representan dos recipientes de la misma capacidad, llenos de un gas cualquiera. Con los puntitos hemos representado algunas de las partículas que constituyen el gas. El émbolo que sostiene el platillo puede deslizarse libremente. Ejerciendo, por medio de pesas, una presión sobre éste, se nota que *cuando el peso sea doble*, el volumen del gas se habrá reducido a la *mitad*. Las partículas contenidas en A continúan estando en B. Su número no habrá variado. Si ellas se mueven en todo sentido, chocarán con las paredes del recipiente y por lo tanto con el émbolo. Si en A suponemos que cada partícula chocaba el émbolo una vez, ahora en B chocará dos veces, en el mismo tiempo, puesto que el espacio que debe recorrer es la mitad, y entonces: doble número de choques significarán doble presión.

Y *como esto ocurre con* **todos los gases**, *sean simples o compuestos*, es muy lógico aceptar que *todos los*

(1) Se supone que no existe vacío en el sentido absoluto. En los espacios vacíos entre las partículas, existiría un flúido hipotético, al que se ha dado el nombre de *éter*.

(2) 22.400 cc. de *gas* oxígeno se transforman por enfriamiento y presión en 28 cc. de *líquido* oxígeno.

gases contienen, en el mismo volumen, el mismo número de partículas.

b) *Ley de Gay Lussac* (dilatación). — Con la hipótesis de Berzellius, esta ley la podemos explicar así: la experiencia dice que calentando todos los gases igual, se dilatan igual. Si impedimos que el gas se dilate, veremos que al calentarlo *aumenta su presión.* Este aumento de presión producido por el calor es *igual para todos los gases* La presión se debe al choque de las partículas y el valor de ella depende de dos factores: la masa y la velocidad. La primera no puede variar por el calor, pero sí la segunda. El aumento de velocidad que experimenten las partículas de los gases al ser calentados igualmente, debe ser igual, puesto que la presión aumenta igual. Luego el número de partículas contenidas en volúmenes iguales, debe ser también igual (1).

c) Ley *de Gay Lussac* (combinación en volúmenes). — Combinar dos gases entre sí para formar un tercer gas, distinto a los dos que se unieron, significa que cada partícula del gas N.° 1 se unirá con otra partícula del gas N.° 2, para formar *una partícula del gas N.° 3.*

Por ej.: si combinamos volúmenes iguales de H y Cl, vimos que se forma ácido clorhídrico *y no sobra nada de H ni de Cl.* Lo que equivale a decir, que todas las partículas del H han desaparecido y las del Cl también, apareciendo en su reemplazo las del ácido clorhídrico (ver pág. 97).

Las hipótesis frente a los hechos.

Entonces, si en 1 cc. de H hubiera 100 partículas (por ej.) de H en 1 cc de Cl, habría también 100 partículas de Cl (hipótesis de Berzellius) y al reunirse cada partícula de H con cada partícula de cloro, se formarían *100 partículas de ácido clorhídrico.*

(1) El aumento de presión que experimentan todos los gases cuando se calientan igual es $\frac{1}{273}$ de la presión que tenían a 0°, por cada aumento de 1° de temperatura.

Si las 100 partículas de H ocupaban 1 cc y las 100 de Cl también, ahora después de combinadas, las 100 partículas de ácido clorhídrico deberán ocupar 1 cc.

Los hechos, en cambio, demuestran que con 1 cc. de H y 1 cc. de Cl se forman 2 cc. de ácido clorhídrico (1).

Igual cosa ocurre con el agua. Combinando 2 volúmenes de H con 1 de O, debería formarse 1 vol. de vapor de agua, y en cambio se forman 2 volúmenes.

La hipótesis de Berzellius (1810), genial y hermosa por su sencillez, encontró esta dificultad para su aceptación, y el mismo Berzellius dudó de su exactitud.

Cuatro años más tarde, el físico italiano Conde **Amadeo Avogadro**, explicó brillantemente esta aparente contradicción.

Sí, dijo; en volúmenes iguales de gases debe existir el mismo número de partículas, ¡pero *éstas no son simples, sino compuestas!*

Las partículas.

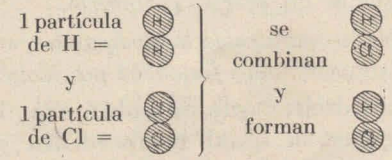
Las partículas no son los átomos libres, sino que están formadas por la íntima reunión de dos átomos.

Según su punto de vista, la partícula que forma el gas hidrógeno, p. ej., estaría formada por dos átomos de hidrógeno unidos. Igual cosa la partícula del cloro.

El genio de Avogadro.

Al ponerse en contacto las partículas del H y del Cl se separarían momentáneamente los átomos de H y los del Cl, para reunirse inmediatamente cada átomo de H con cada uno de Cl, formando una nueva partícula de ácido clorhídrico.

Diremos entonces:



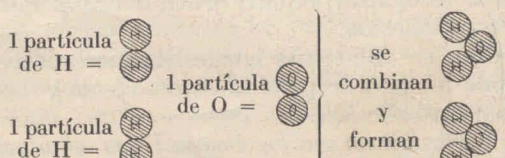
y así se explica que con una partícula de H y una de Cl *no se forme una de ácido clorhídrico, sino dos.*

(1) Se sobreentiende que nos referimos a la misma temperatura y presión.

Es decir, como lo indica la experiencia, con un volumen de H y un volumen de Cl, se forman dos volúmenes de ácido clorhídrico.

En el caso del agua, los hechos dicen que con dos volúmenes de H y un volumen de O, se forman dos volúmenes de vapor de agua.

Y con la hipótesis de Avogadro se explica así: En 2 volúmenes de H, existen doble número de partículas que en un volumen de O. Luego, el agua se formaría por la reunión de 2 partículas de H con una de O, produciéndose dos partículas de agua:



Moléculas

Importancia de la hipótesis de Avogadro. — Esta hipótesis de Avogadro, tan sencilla, ha sido fecunda en aplicaciones prácticas.

Sabemos ahora *que los átomos no existen libres*, sino que se reúnen entre sí, formando moléculas. En pág. 83 habíamos dado el nombre de moléculas a la más pequeña partícula de *cuerpo compuesto*.

Hoy sabemos que *no sólo los compuestos, sino también los cuerpos simples, están formados por moléculas.*

Y podemos decir: **"que en volúmenes iguales de distintos gases, a igual temperatura y presión, existe el mismo número de moléculas".**

¿Cómo explicamos entonces *la combinación* con esta nueva hipótesis?

Combinación.

Para que dos sustancias se combinen, es necesario que sus átomos queden momentáneamente libres. Y la combinación se efectuará tanto más fácil, cuanto mayor sea la afinidad química entre los átomos que van a combinarse. (Ver página 83).

Acción del oxígeno del aire.

Citaremos un ejemplo: En página 92 vimos que, por medio del oxígeno del aire, quitábamos el H al ácido clorhídrico, dejando el cloro libre. Hemos observado que esta acción era *lenta* e incompleta.

Acción de los oxidantes.

En pág. 95 vimos que con varios oxidantes se obtenía lo mismo, es decir, cloro, *con gran rapidez*. ¿A qué se debe la diferencia?

El aire está formado por *moléculas de O*, es decir, partículas constituídas por la íntima reunión de dos átomos de oxígeno. Estas moléculas actuaban con mucha lentitud sobre las moléculas del ácido clorhídrico, porque para ello debían *disociarse* las moléculas de oxígeno, en sus dos átomos, que actuarían por su afinidad, sobre el H, separándolo del cloro.

Empleando los oxidantes, en cambio, éstos cedían *átomos de oxígeno* al ácido clorhídrico, y la reacción era rápida.

Tomemos como ejemplo la molécula del clorato de potasio: está formada por la reunión de átomos de Cl, K y O. Hemos visto, que por el calor *puede descomponerse* (ver pág. 29); al hacerlo producirá, *momentáneamente*, *átomos* de *Cl*, *K* y *O*. El átomo de cloro se unirá con el de potasio (el cloro tiene gran afinidad por los metales (pág. 96) y los átomos de oxígeno que queden libres, de varias moléculas de clorato de potasio, se unirán inmediatamente entre sí, formando moléculas de oxígeno, que se desprenden en forma de gas.

Si hacemos burbujear ese gas (moléculas de oxígeno) dentro de una solución de ácido clorhídrico, nada ocu-

rre. La reacción de oxidación es tan lenta que no se percibe.

Pero si en una solución de ácido clorhídrico se echa clorato de potasio y se calienta, entonces los átomos de oxígeno que se desprenden de la molécula del clorato, actúan con gran energía, con toda su afinidad, sobre el ácido clorhídrico y lo descomponen. Lo oxidan.

Energía química.

Dijimos que los átomos de O liberados del clorato, actúan con *gran energía*. A esta energía que demuestran tener los elementos, le llamaremos **energía química** y la presentan máxima en *estado atómico. En la molécula, en cambio, parte de esta energía se ha empleado en unir a los átomos entre sí, y por eso los elementos en estado molecular son menos activos.*

El peso molecular. — Otra gran aplicación práctica de la hipótesis de Avogadro, la constituye la determinación del peso molecular. En efecto: podemos investigar este peso, *a pesar de no poder aislar una molécula*, dada su extraordinaria pequeñez.

Relación de peso entre gases es igual a relación de peso entre moléculas.

Sabiendo que en volúmenes iguales de *gases*, existe el mismo número de moléculas, bastará *relacionar entre sí el peso de volúmenes iguales de sustancias gaseosas* para obtener de ese modo la *relación de peso* que existe entre las moléculas.

Por ejemplo:

1 litro de H a 0° y 760 mm. pesa gr. 0.089
1 » » O a 0° y 760 » » » 1.429

y la relación entre ambos: $\frac{1.429}{0.089} = 16.$

Lo que indica que un litro de oxígeno pesa 16 veces más que un litro de H, y como en un litro de O hay tantas moléculas cuantas en un litro de H, diremos que cada molécula de O pesa 16 veces más que cada molécula de H.

Construiremos entonces una **escala de pesos moleculares**, que significará pesos relativos de las moléculas. ¿Qué unidad adoptaremos?

Escala de pesos moleculares H=2.

Acabamos de ver que el oxígeno es 16 veces más pesado que el H.

Sabemos, por otra parte, que el H es el gas más liviano que conocemos. Luego, su molécula será también la de menor peso. Pero si adoptamos el valor 1 como peso molecular del hidrógeno, a cada uno de los átomos que componen su molécula habrá que asignarle 0.50. Por eso se ha convenido darle a la *molécula del hidrógeno el valor* 2 y a cada uno de sus átomos el valor 1.

Y como la molécula del oxígeno es 16 veces más pesada que la del H, a la del oxígeno le corresponderá el valor 32. (1)

El problema de determinar el peso molecular de una sustancia cualquiera, sea simple o compuesta, consiste entonces en pesarla en estado gaseoso y compararla al hidrógeno o al oxígeno.

Ej.: en la pág. 88 vimos que 1 litro de ácido clorhídrico pesa gramos 1,628, ¿cuál será el peso relativo de su molécula?

Razonamiento:

peso de 1 litro de ác. clorhíd. (gr. 1,628) : peso de 1 litro de H (gr. 0.089) :: peso de 1 mol. de ác. clorhíd. (X) : peso de 1 molécula de H (2)

$$X = 1,628 \ \frac{2}{0.089}$$

En caso de compararlo con el oxígeno, diríamos:

$$X = 1,628 \ \frac{32}{1,429} \ (2)$$

Por eso dijimos en pág. 103 que era de gran importancia determinar con exactitud el volumen de una masa gaseosa.

Peso gramo molecular. — Hemos atribuído a la molécula del H, el valor de 2. El oxígeno resultó 32 y el ácido clorhídrico 36.45.

(1) Y a cada uno de sus átomos 16.

(2) 1,429 gramos es el peso de un litro de oxígeno.

Con el mismo procedimiento empleado en el ejemplo que citamos en las líneas anteriores, el cloro resulta 70.90.

Dijimos que esos números abstractos *representan el peso relativo de las moléculas*. Provienen de la comparación del peso de volúmenes iguales de gases.

Si los *concretamos*, es decir, si los consideramos en *gramos* (p. ej.), seguirán representando el peso de volúmenes iguales. Es decir que

2	gr. de Hidrógeno	deben ocupar volúmenes iguales, puesto que representan los pesos de un *número igual de moléculas*.
32	» » Oxígeno	
36.45	» » Acido clorhídrico	
70.90	» » Cloro	

Note bien el alumno, que este número de moléculas no lo conocemos, aunque sabemos que debe ser enorme, pero la hipótesis de Avogadro, fundada en los hechos que estudiamos en pág. 107, nos dice que ese número debe ser igual.

Representando el peso gramo molecular, un *volumen igual* para todos los gases, vamos a determinar cuál es ese volumen.

Si gr. 0.089 de H ocupan (a 0° y 760 mm) 1 litro, ¿cuánto ocuparán 2 gramos?

$$\frac{2}{0.089} = \textbf{22 litros, 4.}$$

Efectuando el mismo cálculo con las otras sustancias, resulta:

Oxígeno	: litros	22.39
Cloro	: »	22.01
Acido clorhídrico	: »	22.23

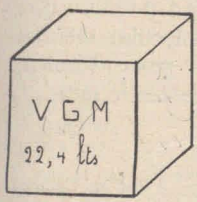
Cohesión.

Vemos ahora que el volumen no resulta exactamente igual. Esto se debe a la *cohesión* entre las moléculas. Entendemos por esto, a la atracción o tendencia a acercarse que presentan las moléculas. Esta cohesión es, en los gases, muy pequeña, si se miden a 1 atmósfera (760 mm.) de presión, como lo hemos hecho; pero cuando se comprimen *fuertemente* y su volumen se reduce mucho, entonces se pone de manifiesto esta *nueva*

fuerza, la cohesión, y los gases, en esas condiciones, ya no siguen exactamente la ley de Boyle.

Pero en las condiciones en que se opera para determinar el peso molecular, no se tienen en cuenta esas diferencias, y así *entendemos por peso gramo molecular la cantidad de cualquier sustancia, que en estado gaseoso (a 0° y 760) llenaría un recipiente de capacidad de 22 litros, 4* (1).

El esquema adjunto representa lo que decimos. V. G. M. significa **volumen gramo molecular** (22,4 litros), es decir, el volumen que ocupan 2 gr. de H; 32 gr. de O; 70.90 gr. de Cl., etc., y *contendrá el mismo número de moléculas de cualquier gas.*



Con este artificio damos una forma más concreta al peso molecular. Supongamos el recipiente de 22 l. 4 lleno de H. Contendrá 2 gr. de H. y un número de moléculas de H que no conocemos. Supongamos que ese número sea de 1000. Entonces cada una pesaría 0.002 gramos.

Supongamos que contenga 1 millón de moléculas. Entonces cada una pesaría 0.000.002 gr. Y así sucesivamente. Por eso, por no conocer con exactitud el número de moléculas, no representamos el peso de éstas con el número concreto, sino abstracto. Y decimos la molécula del H pesa 2, la del cloro 70.90, etc., y el peso real o absoluto de éstas, será ese mismo número, dividido por la cantidad N (número de moléculas contenidas en el cubo) igual para todos los gases.

Determinación del peso atómico. — Otra aplicación de la hipótesis de Avogadro consiste en que, mediante la determinación del peso molecular, puede deducirse el peso atómico.

Supongamos el ejemplo del ácido clorhídrico. Vimos que su peso molecular era 36,45. Es decir, 36,45 *partes*

(1) Es, como vemos, el volumen ocupado por 2 gramos de hidrógeno.

en peso, representan el peso relativo de una molécula de ácido clorhídrico, formada, como ya sabemos, por átomos de cloro y átomos de hidrógeno. ¿Cuál será el peso de estos átomos?

Analizando 36,45 partes de ácido clorhídrico, encontramos que contienen: 35,45 partes de cloro
y 1 parte de hidrógeno.

El peso atómico del hidrógeno es, pues, 1. ¿Será el del cloro 35,45?

No podríamos asegurarlo, con este solo dato numérico, pero analizando otras sustancias que contengan cloro y determinando el peso molecular de éstas, podremos saber cuál será la menor cantidad de cloro que intervenga en la formación del peso molecular de una sustancia y por lo tanto cuál será el peso atómico, *puesto que menos de un átomo no puede combinarse.*

Daremos ejemplos aclaratorios:

	Peso molecular	Cloro	Hidrógeno	Mercurio	Fósforo	Carbono
Acido clorhídrico . .	36,45	35,45	1	—	—	—
Cloruro de mercurio	270,90	70,90	—	200	—	—
Cloruro de fósforo .	137,35	106,35	—	—	31	—
Cloroformo	119,35	106,35	1	—	—	12
Cloruro de carbono .	153,80	141,80	—	—	—	12

Las cinco sustancias analizadas contienen cloro. En la molécula de ellas existen, pues, átomos de cloro. Consultamos la casilla del cloro y *la menor cantidad registrada es 35,45.*

Diremos entonces: mientras en una mole (peso gramo molecular) de sustancias que contengan cloro, no se encuentre menos de 35,45 de cloro, consideraremos este peso como el peso del átomo del cloro.

Luego: en la molécula cloruro de mercurio, habría dos átomos de cloro; en la de cloruro de fósforo, tres, y en la de cloruro de carbono, cuatro.

Por este método se han determinado los pesos atómicos de los elementos.

PESOS ATOMICOS DE LOS ELEMENTOS

HIDROGENO	H	1,008	RUTENIO	Ru	101,7
HELIO	He	4,	RODIO	Rh	102,9
LITIO	Li	6,94	PALADIO	Pd	106,7
BERILIO	Be	9,02	PLATA	Ag	107,88
BORO	B	10,82	CADMIO	Cd	112,4
CARBONO	C	12,	INDIO	In	114,8
NITROGENO	N	14,008	ESTAÑO	Sn	118,7
OXIGENO	O	16,	ANTIMONIO	Sb	121,76
FLUOR	F	19,	IODO	I	126,92
NEON	Ne	20,2	TELURO	Te	127,5
SODIO	Na	22,997	XENON	Xe	130,2
MAGNESIO	Mg	24,32	CESIO	Cs	132,81
ALUMINIO	Al	26,97	BARIO	Ba	137,37
SILICIO	Si	28,06	LANTANO	La	138,9
FOSFORO	P	31,04	CERIO	Ce	140,25
AZUFRE	S	32,074	PRASEODIMIO	Pr	140,92
CLORO	Cl	35,457	NEODIMIO	Nd	144,2
POTASIO	K	39,104	SAMARIO	Sa	150,43
ARGON	Ar	39,94	EUROPIO	Eu	152,
CALCIO	Ca	40,07	GADOLINIO	Gd	157,3
ESCANDIO	Sc	45,10	TERBIO	Tb	159,2
TITANO	Ti	47,90	DISPROSIO	Dy	162,5
VANADIO	V	51	HOLMIO	Ho	163,5
CROMO	Cr	52	ERBIO	Er	167,7
MANGANESO	Mn	54,93	TULIO	Tu	169,4
HIERRO	Fe	55,84	YTERBIO	Yb	173,5
NIQUEL	Ni	58,68	LUTECIO	Lu	175,
COBALTO	Co	58,97	HAFNIO	Hf	178,6
COBRE	Cu	63,57	TANTALO	Ta	181,5
CINC	Zn	65,38	TUNGSTENO	W	184
GALIO	Ga	69,72	OSMIO	Os	190,9
GERMANIO	Ge	72,60	IRIDIO	Ir	193,1
ARSENICO	As	74,96	PLATINO	Pt	195,2
SELENIO	Se	79,21	ORO	Au	197,2
BROMO	Br	79,916	MERCURIO	Hg	200,61
CRIPTON	Kr	82,9	TALIO	Tl	204,39
RUBIDIO	Rb	85,45	PLOMO	Pb	207,20
ESTRONCIO	Sr	87,63	BISMUTO	Bi	209
YTRIO	Yt	88,95	RADON	Rn	222
CIRCONIO	Zr	91,25	RADIO	Ra	225,97
NIOBIO	Nb	93,1	TORIO	Th	232,12
MOLIBDENO	Mo	96,	URANO	U	238,13

Las fórmulas químicas. — Ahora estamos en condiciones de comprender, *o por lo menos de explicar*, un fenómeno químico. Para ello, vamos primero a fijar varios conceptos.

1.°) La más pequeña porción de materia simple o compuesta, que *pueda existir libre*, es la molécula.

2.°) Esto es evidente en las *sustancias gaseosas*, pero podemos aceptarlo también para los líquidos y los sólidos, pues ambos pueden transformarse en gases.

3.°) Aunque la pequeñez de la molécula es extraordinaria, se ha podido determinar su *peso relativo*, comparando el peso de volúmenes iguales de sustancias gaseosas, pues *en volúmenes iguales de gases, existe el mismo número de moléculas.* (Ver pág. 109.

4.°) A este peso relativo, se le llama **peso molecular.** Si se expresa en gramos, entonces representa una cantidad de moléculas que (a 0° y 760 mm.) ocupa 22 litros 4.

5.°) El peso gramo-molecular representa, pues, un número igual de moléculas.

6.°) Las moléculas están formadas por la íntima reunión de átomos.

7.°) Analizando el peso gramo molecular de una sustancia compuesta, determinamos las cantidades de los componentes que intervienen en la formación de la molécula. Como estos componentes son átomos (indivisibles), deducimos así el peso de estos átomos y su número.

8.°) El *menor peso* de un elemento, *encontrado en el peso gramo molecular* de distintos compuestos de este elemento, *será el peso atómico del elemento*, pues menos de un átomo no puede intervenir en la formación de una molécula.

Por estas adquisiciones estamos autorizados para representar las moléculas de las sustancias, con una *escritura convencional* llamada **"fórmula química".**

Por ej.: Se ha determinado el peso gramo molecular del ácido clorhídrico (pág. 111). Es 36.45. En 36.45 partes de ácido clorhídrico encontramos por análisis:

35.45 de cloro
1 » hidrógeno.

Diremos entonces: la molécula del ácido clorhídrico contiene: 1 átomo de Cl (ver pág. 114) y 1 átomo de H (unidad de peso). Luego podemos expresar su fórmula así:

H Cl

Deducción de la fórmula.

Si quisiéramos expresar *dos moléculas*, escribiríamos, como lo hizo Berzellius por primera vez: 2 H Cl.

En esta fórmula representamos todo lo que hemos dicho hasta ahora:

a) su composición H y Cl (un átomo de H y uno de Cl).

b) su peso H = 1. Cl = 35.45. Total: 1 + 35.45 = 36.45.

c) Expresando este peso en gramos, ocupan un volumen de 22 litros 4.

Véase el cuadro de la pág. 114. El cloruro de mercurio contiene 2 átomos de Cl y uno de mercurio, en cada una de sus moléculas. Lo representamos así:

Hg Cl Cl y para abreviar: $HgCl_2$

Si quisiéramos representar dos moléculas de esta sustancia, escribiríamos:

$2\ Hg\ Cl_2$

El cloruro de fósforo : $P\ Cl_3$
El cloroformo : $C\ Cl_3H$
El cloruro de carbono : $C\ Cl_4$

Estas "*fórmulas moleculares*" representan *la menor cantidad de sustancia que pueda existir en estado libre.* El símbolo de cada uno de los elementos que las constituyen, *representa 1 átomo del elemento*, y el número colocado a su derecha, el número de átomos que existen en la molécula.

Si estas moléculas se descomponen por el calor, dejarán en libertad sus átomos y éstos se reunirán inmediatamente, formando moléculas de otra sustancia.

Ejemplo: Analicemos el fenómeno de la descomposición del clorato de potasio.

Vimos que desprende *oxígeno* y deja *cloruro de potasio.*

Su molécula está formada por ClO_3K, es decir, un átomo de Cl, 3 de O y 1 de K.

Descomponiéndose, resultará:

átomo de	átomo de	átomo de	átomo de	átomo de
Cl	K	O	O	O

El Cl y el K se unirán inmediatamente, formando una molécula de cloruro de K, es decir $\boxed{Cl\ K}$ y los átomos de oxígeno (son tres) se unirán dos, formando una molécula $\boxed{O-O} = O_2$, y el tercer átomo, *que no puede existir libre*, se unirá inmediatamente con el que provenga de *otra* molécula de clorato de K.

Luego la descomposición la expresaríamos así:

$$\left.\begin{matrix}\boxed{ClO_3K}\\ \boxed{ClO_3K}\end{matrix}\right\} + \text{calor} = \left.\begin{matrix}\boxed{Cl\ K}\\ \boxed{Cl\ K}\end{matrix}\right\} + \boxed{O_2} + \boxed{O_2} + \boxed{O_2}$$

es decir: 2 moléculas de clorato de potasio producen 2 moléculas de cloruro de potasio y 3 moléculas de oxígeno.

y simplificando:

$$2\ Cl\ O_3\ K + \text{calor} = 2\ Cl\ K + 3\ O_2.$$

Ecuación química.

Esto representa una **ecuación química.** Con sus fórmulas moleculares.

Aplicando lo que ya sabemos sobre hipótesis molecular y reemplazando las letras (átomos) por su valor (peso atómico) *en gramos*, podemos *deducir inmediatamente el volumen de oxígeno obtenido.*

En efecto:

molécula de clorato de K	Cl....	35,45	(peso de 1 átomo de Cl)
	O_3....	48	(» » 3 átomos de O)
	K ...	39	(» » 1 átomo de K)
	Total	122,45	partes en peso.

Y dos moléculas de clorato de potasio:

$$122{,}45 \times 2 = 244{,}90.$$

Es decir, que con 244.90 *partes en peso* de clorato de K obtenemos 3 O_2; es decir, 3 $(16 \times 2) = 96$ partes en peso de oxígeno. *Con 244 gramos 90* obtendremos, pues, *96 gramos de oxígeno*, es decir, 3 veces el *peso gramo molecular* del O (32). Luego: tres veces el volumen gramo molecular, es decir, 3×22 litros 4 = 67 litros 2.

Las fórmulas moleculares, cuando se obtenga, como en este caso, una sustancia gaseosa, nos indican, al mismo tiempo, la cantidad y el volumen obtenido del gas.

Ya dijimos que la hipótesis molecular de Avogadro, ¡tan sencilla!, es fecunda en aplicaciones prácticas.

CAPÍTULO X

LOS HALÓGENOS

Hemos estudiado el cloro y descripto sus principales propiedades. En este capítulo vamos a describir otros elementos que tienen mucha semejanza con el cloro y se les puede reunir en un *grupo*, que se denomina el grupo o familia de los *halógenos*.

Halógenos significa *engendrar sales*. A estos elementos se les llamó así porque, combinándose con el sodio, engendraban sales semejantes a la sal común. (Cl Na.)

Los halógenos son los siguientes:

Fluor — Cloro — Bromo — Yodo.

En el cuadro siguiente se expresan sus principales propiedades.

	1	2	3	4	5	6	7	
	Estado físico	Peso atómico	Color	Combinación con H	Combinación con metales	Energía de comb. con H y metales	Energía de combinación con O	Fórmula de los ácidos
Fluor	gas	19	amarillo claro	ácido	sales	1.º	—	FH
Cloro	gas	35,45	amarillo verdoso	ácido	id.	2.º	3.º	Cl H
Bromo	líquido	80	rojo	ácido	id.	3.º	2.º	Br H
Yodo	sólido	127	violeta	ácido	id.	4.º	1.º	I H

Explicaremos el significado de las columnas 6 y 7. Lo que entendemos por energía de combinación con el H y los metales es lo siguiente: esos elementos se desalojan mutuamente de su combinación con el H y los metales, y lo hacen en el orden que les hemos asignado en el cuadro adjunto.

Experiencia: Disuélvase en un tubo de ensayo, un poco de bromuro de K, en agua. Agréguese solución acuosa de cloro o hágase burbujear en la solución del bromuro, un poco de cloro gaseoso y se obtendrá un enturbiamiento *rojo* debido al bromo, que *queda libre*. El cloro ha desalojado al Br, formando cloruro de K, que queda en solución:

$$Br\,K + Cl = Cl\,K + Br.$$

y en forma molecular:

Orden de actividad con el H

$$2\,Br\,K + Cl_2 = 2\,Cl\,K + Br_2$$

1 molécula de cloro — 1 molécula de bromo

b) Repítase la experiencia con *Ioduro de K*. Igual resultado. Inmediatamente se obtiene un precipitado de Iodo, que por ser sólido y poco soluble en agua, se deposita en el fondo del tubo.

Hágase con solución acuosa de Br. Este desaloja al Yodo.

En resumen diremos que

Orden de actividad con el O

F > Cl > Br > I, expresando así la mayor actividad química de los halógenos en el orden indicado.

Su combinación con el oxígeno presenta una *estabilidad* inversa a la que hemos señalado. El Fl, no se combina con el O. Los otros forman compuestos, de los cuales los más estables son los del Yodo.

Hemos conocido el clorato de potasio (ver pág. 29) y vimos que con facilidad se descompone, cediendo su oxígeno y dejando cloruro de potasio, muy estable.

Fluor. — No existe libre en la naturaleza. *Su afinidad química con los metales es muy grande.*

Se lo encuentra como fluoruro de calcio, llamado *espato fluor* y como fluoruro de aluminio y fluoruro de

sodio, mezcla llamada *criolita*, abundante en Groenlandia.

Es difícil de obtener al estado *libre*, debido a la energía con que se combina. P. ej: con el H libre, se combina con explosión, aun en la oscuridad. (El cloro lo hace así a la luz solar).

Vidrio y ácido fluorhídrico.

Su combinación con el H forma el *ácido fluorhídrico* líquido, que hierve a 19°. Este líquido presenta la propiedad notable de disolver el vidrio, propiedad que se aprovecha para grabarlo. Para grabar el vidrio, se recubre éste con una capa de cera y se marca sobre ésta, con un punzón, el dibujo que se quiera grabar, haciendo de modo que el trazado atraviese la capa de cera, llegando hasta el vidrio. Luego se sumerge el vidrio así preparado en una solución de ácido fluorhídrico, el que, poniéndose en contacto con la parte de vidrio que no está cubierta de cera, lo disuelve superficialmente, quedando por esto grabado.

Bromo. — Tampoco se encuentra libre. Existen bromuros mezclados con cloruros, en los depósitos de sal común.

El *elemento libre* es *un líquido rojo oscuro*, bastante pesado (D = 3.18) que hierve a 59°.

Presenta una *gran tensión de vapor* (ver pág. 60). A 18°, ésta alcanza a 150 mm.; por eso, al destapar un frasco que contenga bromo, se ven desprenderse abundantes vapores rojo oscuros, *que irritan fuertemente las conjuntivas, provocando abundante lagrimeo* (1). Si se respira, es tanto o más perjudicial que el cloro.

Se disuelve en agua: 3 partes en 100.

Combinado con el H forma el ácido bromhídrico, gas muy soluble en agua.

Los bromuros de sodio y potasio, son muy empleados en medicina. Son calmantes del sistema nervioso. También se emplean en fotografía.

(1) Era uno de los componentes de la mezcla de gases asfixiantes que se emplearon durante la monstruosa guerra de 1914.

Yodo. — Se le encuentra en el agua de mar, combinado con otros elementos. En algunas *algas marinas* existe combinado en gran cantidad, en forma que, en las *cenizas* de éstas, cuando se combustionan, puede hallarse hasta 2 % de yodo. De allí se extrae la mayor parte.

También se lo encuentra mezclado con el salitre de Chile, en forma de yodato de sodio (IO_3Na).

La palabra *yodo* proviene del griego: *ioeides* = violeta, que es el color del elemento.

Es un *sólido* que funde a 114°. Hierve a 184°, produciendo vapores de color violeta, que si se ponen en contacto de una superficie fría, se solidifican nuevamente, *sin pasar por el estado líquido.* Sublimación

A este fenómeno se le llama sublimación.

Experiencia: Colóquese en una cápsula de porcelana un poco de yodo. Cúbrase la cápsula con un embudo grande de vidrio y caliéntese *moderadamente.* Pronto se verá desprenderse por el pico del embudo, vapores color violeta, de yodo. Parte de éstos quedan en las paredes del embudo, en forma de pequeños cristales. El yodo ha sublimado.

El yodo *se disuelve bien en alcohol* formando lo que se llama *tintura de yodo* (1 parte de yodo para 12 de alcohol) tan empleada como *antiséptico.*

El yodo se disuelve muy bien en *cloroformo* y en *sulfuro de carbono.*

Es poco soluble en agua (1 parte de yodo se disuelve en 3600 de agua).

Experiencia: Pulverícese un poco de yodo, e introdúzcase en un tubo de ensayo que contenga 2|3 de agua. Agítese enérgicamente, para disolver. Cuando el color de la solución ya no se oscurezca más (señal de que ya no se disuelve más yodo), pásese la solución a otro tubo. Agréguese ½ cc. de cloroformo o de sulfuro de carbono, vuelva a agitarse y déjese después en reposo el tubo. Se verá que el cloroformo o el sulfuro de carbono, acumulados en el fondo del tubo (por ser más densos que el agua), aparecerán coloreados de violeta muy pronunciado, mientras el agua, que antes tenía color marrón claro, ahora es casi incolora. El cloroformo o el sulfuro de carbono han *arrastrado,* disolviéndolo, casi todo el yodo que se había disuelto antes en el agua.

Ley de repartición

Esta experiencia es un caso particular de un hecho general llamado *Ley de repartición*. Se refiere a la manera cómo una sustancia *se distribuye entre dos disolventes* que entre sí no se mezclan. (El caso de la experiencia, p. ej.). Allí el yodo se encontraba disuelto en agua. Se agregó un poco de cloroformo o sulfuro de carbono, y casi todo el yodo pasó a mezclarse (se disolvió) en éstos. Pero no se disolvió todo. Ni se hubiera disuelto todo aunque empleáramos gran cantidad de cloroformo o sulfuro de carbono. Se reparte proporcionalmente, en una *relación fija* para cada mezcla de disolventes. En el caso de la experiencia la proporción es: 1 parte para el agua y 600 para el sulfuro de carbono.

Aplicación práctica: si quisiéramos extraer todo el yodo de la solución, tendríamos que separar esa porción de sulfuro de carbono o cloroformo que arrastró yodo; agregar una nueva porción, volver a agitar y repetir así la operación varias veces, hasta *agotar la solución*. Este hecho u otros semejantes, son muy frecuentes en las operaciones químicas del laboratorio o de la industria.

Reconocimiento del yodo. — El *yodo libre* se reconoce por medio de una reacción *muy sensible*. Si se agrega a una solución de *engrudo de almidón*, unas gotas de solución muy diluída de yodo, aparecerá un color azul intenso. Si se calienta, el color desaparece. Al enfriar, vuelve a aparecer.

El yodo se combina débilmente con el H formando ácido yodídrico, gas muy soluble en agua.

Los *yoduros* de sodio y potasio son útiles al organismo humano. Se emplean mucho en medicina.

La glándula tiroides contiene yodo combinado en forma compleja.

CAPÍTULO XI

LA VALENCIA DE LOS ÁTOMOS

Hemos visto que la composición de la molécula de los ácidos que forman los halógenos con el H es la siguiente:

$$HF. — H\,Cl. — H\,Br. — HI$$

La molécula de éstos está formada por 1 átomo de H y 1 de halógeno.

La molécula del *agua* estaba formada por H_2O: dos átomos de H y uno de O (ver pág. 108).

Existe otra sustancia, que aún no hemos estudiado en este libro, y que se denomina *amoníaco*. Su molécula es: NH_3.

El *metano* es un gas que existe en las minas de carbón y está formado por CH_4.

Los cuatro ejemplos que acabamos de citar son pues:

HCl	H_2O	H_3N	H_4C
Acido clorhídrico	Agua	Amoníaco	Metano

Vemos que el átomo de H, al combinarse con el átomo de otros elementos para formar *moléculas* de compuestos, lo hace interviniendo 1, 2, 3 ó 4 veces.

Lo primero que se supone frente a este hecho, es imaginar que sea debido a la desigual *afinidad*. Según esta

manera de razonar debiera existir gran afinidad entre el átomo de C y el de H y pequeña afinidad entre el de Cl y el de H.

Y ocurre todo lo contrario. Hemos visto que la combinación del Cl y el H es rapidísima. La del C y el H es muy lenta. Debe atribuirse entonces a los átomos *una nueva propiedad.*

La valencia es una propiedad del átomo.

Esta nueva propiedad se denomina **valencia** y se entiende por ello *la capacidad que posee cada átomo para fijar otros átomos y formar moléculas.*

Según esta hipótesis, *se considera al H como la unidad de valencia,* y así el

F, Cl, Br, I, serían monovalentes (fijan 1 átomo de H)
el O » bi valente (» 2 » » H)
el N » tri valente (» 3 » » H)
el C » tetra valente (» 4 » » H)

Esta capacidad de combinación o valencia, *la manifiestan los átomos no sólo en sus combinaciones con el H, sino al combinarse entre sí.*

El H unidad de valencia

Por ej.: Si en la molécula del metano se reemplaza H por cloro, se consigue obtener las siguientes sustancias:

CH_4	CH_3Cl	CH_2Cl_2	$CHCl_3$	CCl_4
Metano	Metano monoclorado	Metano diclorado	Cloroformo	Cloruro de carbono

Vemos, pues, que el átomo de carbono continúa manifestándose tetra valente al combinarse con el cloro, puesto que éste es monovalente, como el hidrógeno.

Si se combina el C con el O (p. ej., haciendo arder el carbono) resulta:

CO_2 *anhidrido carbónico*

lo que demuestra la tetra valencia del carbono, puesto que cada átomo de O es bi valente (equivale a 2 átomos de H).

Si en el ácido clorhídrico se reemplaza el H por el Na, se forma, como ya sabemos, cloruro de sodio.

Lo mismo resulta si se combina directamente el Cl con el Na.

La relación entre ambos se expresaría así:

$$\frac{H\ Cl}{(1) + (35.45)} \qquad \frac{Na\ Cl}{(23) + (35.45)}$$

es decir, que 1 parte de H ha sido reemplazada por 23 de sodio. Y como una parte de H representa un átomo, 23 de sodio representarán también 1 átomo, puesto que hemos dicho que el átomo de H lo elegíamos como *unidad* de peso y de valencia.

Por otra parte, 35.45 de cloro representan 1 átomo de cloro, también monovalente. De donde deducimos que el átomo de sodio también es monovalente.

Para asegurarnos de esto lo combinamos con el O. El átomo de oxígeno representa un peso de 16. Combinándolo con el sodio, se forma óxido de sodio, reuniéndose 16 partes en peso de O con 46 de sodio; 16 partes, en peso, de oxígeno representan un átomo, y 46 partes de sodio representan dos átomos:

$O\ H_2$	$O\ Na_2$
Agua	Oxido de sodio

lo que nos indica, por otro procedimiento, que el O continúa siendo bivalente y el Na monovalente.

Los metales son casi todos bivalentes (1).

Al combinarse con un átomo de O (16 partes en peso) resulta:

Cu O | Fe O | Sn O | Hg O | Zn O etc., es decir, que *cuando dos elementos tienen la misma valencia, se unen átomo a átomo. Cuando las valencias son distintas, lo hacen uniéndose de modo que todas las valencias o capacidades de combinación queden ocupadas.*

Por ej.: El N forma compuestos con el O.

(1) Recordemos como monovalentes el Na; K y Ag.

Moléculas no saturadas y saturadas

El N es trivalente y el O bivalente. Si se combinaran 1 átomo de N con 1 átomo de O, quedaría el N con una valencia sin ocupar, y en *la molécula habría poca estabilidad*, pues el átomo de N dispondría de capacidad de combinación. Entonces, con 2 átomos de N, se dispone de 6 valencias, que serán satisfechas por 3 átomos de O.

$$\begin{matrix} N & O \\ & O \\ N & O \end{matrix} = \boxed{N_2O_3}$$

y la molécula quedará *saturada:* las capacidades de combinación o valencias de los átomos no estarán libres.

En algunos casos, que son excepciones, se forman *moléculas no saturadas*, y se nota en dichas sustancias lo que decimos: *presentan fácil reacción* con otros elementos y se saturan. Ej.: el C y el O deben combinarse y lo hacen, como dijimos, formando *anhidrido carbónico:* $\boxed{CO_2}$: molécula saturada.

En ciertas condiciones, el carbono y el O se combinan en otra proporción, que es ésta: $\boxed{CO}$ y que se denomina *óxido de C.*

Esta molécula no está saturada, pues las 4 valencias del C no han sido satisfechas, y entonces con facilidad agrega O (arde) formando el anhidrido carbónico o agrega, con facilidad también, cloro, produciendo oxi cloruro de carbono: $\boxed{CO\,Cl_2}$ y de esta manera las 4 valencias del C quedan ocupadas: dos, con un átomo de oxígeno, y las otras dos, con dos átomos de cloro.

Representación gráfica de la valencia

Estos hechos nos llevan a formarnos un concepto material de la valencia de los átomos. Siendo el átomo una partícula indivisible y demostrando siempre la tendencia a saturarse, combinándose consigo mismo o con átomos de otros elementos, *nos imaginamos* que en la masa del átomo existen puntos o superficies por donde los átomos se unen entre sí, para constituir las moléculas.

Podríamos, por ejemplo, imaginar el átomo de H

como una esfera que presentara un punto de atracción, una valencia ..... 

El Oxígeno tendría 2..... 

El Nitrógeno » 3..... 

El Carbono » 4..... 

Y entonces *representaríamos gráficamente las moléculas* del siguiente modo:



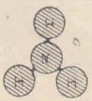
Molécula de Hidrógeno



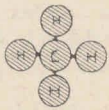
Acido clorhídrico



Agua



Amoníaco



Metano

En el ejemplo que citamos de molécula no saturada *óxido de carbono*, ocurriría, según esta suposición:  el átomo de O, por sus dos valencias, quedaría unido a dos valencias del átomo de C, quedándole a éste *dos valencias disponibles*, para fijar otro átomo de oxígeno o dos átomos de cloro.

Estructura de la molécula

Con esta *hipótesis*, nos formamos también una idea de la **estructura de la molécula** y veremos que esto resulta de gran utilidad para explicarse muchas reacciones químicas.

En la práctica de la escritura química, esos puntos de atracción que hemos imaginado, los representamos con líneas que parten del *símbolo del elemento*, el que, como ya sabemos, representa al átomo.

Escribimos, pues:

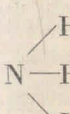
H—Cl (un átomo de Cl y un átomo de H, unidos por una valencia).

ácido clorhídrico

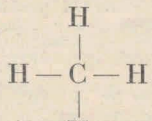


(el oxígeno con sus dos valencias o brazos, fijando con cada uno de ellos un átomo de hidrógeno)

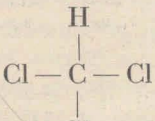
Agua



Amoníaco



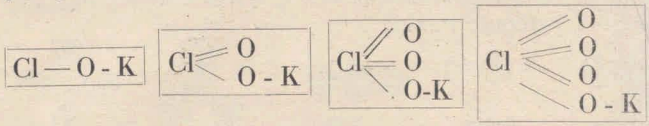
Metano



Cloroformo

La valencia de un elemento puede variar. — Esto es un hecho muy original. Ocurre con algunos elementos. De los que conocemos, es muy interesante el caso del *cloro*, y los otros halógenos. El cloro se combina con el H o los metales como monovalente.

Con el oxígeno, en cambio, puede ser mono, tri, penta y hepta valente, pues forma los siguientes productos.



hipoclorito de K clorito de K clorato de K per clorato de K

El azufre que se demuestra bivalente con el *H*, *Cl* o *metales*, puesto que forma:



(1) Acido sulfhídrico (2) Cloruro de azufre (3) Sulfuro de hierro

es, en cambio, tetravalente y hexavalente con el oxígeno:



Anhidrido sulfuroso Anhidrido sulfúrico.

En este caso no se trata de que las combinaciones (1), (2) y (3) sean *no saturadas*, como en el ejemplo del óxido de carbono, sino que el *átomo de S modifica sus capacidades de combinación según los elementos con que se combine.*

Ejemplo: Si hacemos arder el SH_2, que es un gas inflamable, se produce agua y anhidrido sulfuroso (SO_2).

$$2SH_2 + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$$

Acido sulfhídrico — Oxígeno — Agua — Anhidrido sulfuroso

2 moléculas de SH_2 y 3 moléculas de O_2 producen 2 moléculas de agua y 2 moléculas de anhidrido sulfuroso.

es decir, que el *mismo átomo de S*, que se *saturaba* con 2 átomos de H (2 valencias), ahora exige 2 átomos

de O (4 valencias). ¿Por qué? Lo ignoramos y no encontramos una hipótesis para explicarlo.

La hipótesis de la valencia se debe a Frankland (1852).

El peso atómico y el peso equivalente. — Si el alumno recuerda lo que dijimos en página 74, sobre lo que llamamos "pesos de combinación", dudará de la exactitud de aquellos conceptos y acaso sospeche que aquellos pesos están en contradicción con los pesos atómicos.

La contradicción es sólo aparente.

En aquel capítulo construimos, repitiendo a Proust, la *escala de proporciones definidas, tomando como unidad el H*, y así encontramos que:

1 gr. de H se combina con 8 gr. de O
1 » » H » » 35.45 » » Cl
1 » » H » » 16 » » S etc.

Ahora, en cambio, vemos que analizando el *peso molecular* del agua, se encuentra:

2 partes de H y 16 partes de O.

(La proporción continúa existiendo, pues es lo mismo como relación $\frac{1}{8}$ que $\frac{2}{16}$) y entonces, para representar la *fórmula de la molécula del agua*, tendríamos que escribir:

considerando los pesos equivalentes: H_2O_2 ó HO (1)
» » » atómicos : H_2O

Por otra parte, como en las distintas moléculas de distintas sustancias que contengan oxígeno, la menor cantidad de oxígeno encontrada es 16, entendemos que 16 debe considerarse *como el peso atómico invariable del O.*

El peso equivalente es, pues, igual al atómico en

(1) Puesto que 16 de oxígeno representa 2 veces el equivalente del oxígeno (8)

los elementos monovalentes (H – Cl – Br – Na – K), etc., y una fracción del atómico en los elementos polivalentes.

Ejemplo: Peso atómico de O = 16 (menor cantidad de O encontrada en una molécula de compuesto que contenga oxígeno)

Peso equivalente del O = 8 (cantidad que se combina con 1 de H.)

Ahora bien: como ya sabemos que la valencia de algunos elementos puede variar, habrá en estos casos varios equivalentes.

Ejemplo: Habíamos visto que el azufre se combina con el H en la relación de 16|1. Es decir, que *el equivalente del S con respecto al H es 16.*

Pero si lo relacionamos al oxígeno (cuyo equivalente es 8), resulta que a 8 partes de O corresponden 8 de S, como podemos deducirlo de la composición del anhidrido sulfuroso.

En efecto: SO_2 representa 32 partes de S (peso de 1 átomo) y 32 partes de O (peso de 2 átomos). Luego, a 8 partes de oxígeno corresponden 8 de azufre.

El equivalente del S, en este caso, será 8 y no 16, como en el caso de su combinación con el H.

Para representar, entonces, las fórmulas de los compuestos del S con el H y el O, habría que hacerlo así:

de acuerdo a los pesos atómicos:

SH_2	SO_2	SO_3
ácido sulfhídrico	anhidrido sulfuroso	anhidrido sulfúrico

de acuerdo a los pesos equivalentes:

S_2H_2 S_4O_4 S_4O_6

lo que oscurecería el concepto de las combinaciones, que resultó muy claro con la hipótesis molecular.

Existe otro hecho que nos demuestra que el peso atómico representa una *realidad material.* Es éste la

Ley de Dulong y Petit. — Estos autores, en 1818, encontraron que multiplicando el peso atómico de los elementos por el *calor específico* de éstos *al estado sólido*, el producto resultante era aproximadamente igual a

Calor específico

6,4.

peso atómico x calor específico = 6.4

$$A \times C = 6.4$$

en otros términos: *el calor específico era inversamente proporcional al peso atómico.*

Por calor específico se entiende la cantidad de calor (calorías) que absorbe 1 gr. del elemento, para elevar su temperatura un grado.

Aclaremos con un ejemplo esta relación.

Peso atómico del sodio = 23.
Calor específico = 0.29. $23 \times 0.29 = 6.7$.
Peso atómico del calcio = 40.
Calor específico = 0.17. $40 \times 0.17 = 6.8$.

Esto significa que 1 gr. de Na absorbe 0.29 calorías para elevar su temperatura de 1 grado.

Esto significa que 1 gr. de Ca absorbe 0.17 calorías para elevar su temperatura de 1 grado.

y puesto que 23 gramos de sodio absorben (para calentarse igual) *tantas calorías como 40 gramos de calcio*, debe deducirse que *en 23 gramos de sodio existen tantas partículas materiales como en 40 gramos de calcio* y que la capacidad calorífica de esas partículas sebe ser igual (véase el producto: 6,7 y 6,8).

Todos los átomos tienen igual capacidad calorífica.

A este producto (término medio 6.4) le llamamos **calor atómico.** *Y representa el calor que absorben el mismo número de átomos, de los distintos elementos, para calentarse igual.*

Y se lo utiliza para determinar el peso atómico de un elemento del cual no se conozcan productos volátiles y, por lo tanto, sea difícil determinar el peso molecular, empleando la hipótesis de Avogadro.

Ejemplo: *el calcio* se combina con el cloro, formando cloruro de calcio.

Determinación del peso atómico por el calor específico

Los equivalentes dicen: cloro = 35.45; calcio = 20. Sabemos ya que 35.45 representa el peso atómico del cloro (pág. 114).

¿Será 20 el peso atómico del Ca? Para resolverlo se determina el calor específico del calcio. Resulta: 0.17.

Entonces A × C = 6.4, de donde 20 × 0.17 = 3.4. Si 20 fuera el peso atómico del Ca, debiera dar como producto 6.4 o un número muy próximo a éste. Como da 3.4, que es la mitad de 6.8 (próximo a 6.4), deducimos que el peso atómico del Ca no ha de ser 20, sino el doble, es decir, 40, y que el calcio debe ser *bivalente* y, por lo tanto, combinarse con el cloro en la proporción: Ca Cl_2.

PESOS EQUIVALENTES Y PESOS ATOMICOS

Elementos	Peso equivalente	Peso atómico	Valencia	Fórmula de algún compuesto
Hidrógeno	1	1	1	
Oxígeno	8	16	2	OH_2
Cloro	35,45	35,45	1	Cl H
Yodo	127	127	1	IH
Sodio	23	23	1	Na_2O
Magnesio	12,18	24,36	2	$MgO.-MgCl_2$
Mercurio	100	200	2	$HgCl_2.-HgS$
Carbono	3	12	4	$CH_4.-CO_2.-$
Aluminio	9	27	3	$Al\ Cl_3.-Al_2O_3$

CAPÍTULO XII

AZUFRE

Símbolo: S (del latín: sulfur). — Peso atómico: 32. Valencias: 2–4–6.

Estado natural. — El elemento azufre se encuentra *libre* en los cráteres de los volcanes apagados y en las proximidades de éstos. Grandes cantidades existen en Sicilia y Luisiana, regiones de donde se extrae en mayor escala.

Combinado existe en forma de *sulfuros metálicos.* Los minerales que forma se denominan: *Pirita* (sulfuro de Fe), *Blenda* (sulfuro de Zn), *Galena* (sulfuro de Pb).

Existe abundante en forma de *yeso* (sulfato de Ca).

Los vegetales lo contienen combinado, en forma compleja: es uno de los componentes del protoplasma de las células (albúminas) y también de productos vegetales volátiles, como la esencia de mostaza y la esencia de ajo.

Es también uno de los componentes muy importante de la albúmina de los protoplasmas animales.

Obtención. — Se lo *extrae, fundiéndolo* por el calor y recogiendo el azufre líquido, en moldes de madera. Así lo expende el comercio en forma de cilindros (*azufre en barras*) o también en forma de panes. Aun-

que el azufre, así obtenido, está mezclado con diversas impurezas, es utilizado en la industria.

Azufre puro

Si se lo desea más *puro*, entonces se lo *destila* en retortas de tierra refractaria: al calentarlo, se funde y luego se evapora, yendo sus vapores a grandes cámaras, donde se deposita en las paredes frías, en forma de un polvo muy tenue, llamado "*flor de azufre*".

Cuando las paredes se han calentado, entonces no se solidifica en ellas, sino que se acumula líquido en el suelo de las cámaras, y de allí pasa a los moldes.

Azufre en octaedros. (estable)

Propiedades. — Es sólido. Color amarillo limón. No tiene olor. No tiene sabor.

Insoluble en agua y alcohol. Se disuelve muy bien en *sulfuro de carbono* (40 % a 18°). Al dejar luego esta solución en reposo, se evapora el disolvente (líquido muy volátil), depositando bellos cristales de S en forma de *octaedros*. (En la misma forma se encuentra el azufre llamado "nativo" cerca de los volcanes).

Azufre en prismas. (inestable)

Puede obtenerse *artificialmente* otra forma de cristales de azufre. Se calienta azufre en un crisol hasta fundirlo. Se cubre el crisol y se espera que, al enfriarse, se solidifique la superficie del S. Se rompe entonces esta corteza sólida y se vuelca el azufre que aún está fundido (líquido) debajo de ella. Se notan las paredes del crisol tapizadas de largas agujas transparentes, *prismáticas*, cuya sección es rectangular y no rómbica como la que se obtendría seccionando los octaedros del azufre nativo.

Esta nueva forma permanece poco tiempo. *Paulatinamente las agujas van transformándose en octaedros.*

Diremos entonces que el azufre es **dimorfo** y que *la forma estable es la octaédrica.*

Acción del calor. — Es interesante. Si se calienta poco a poco, en un baloncito, puede apreciarse lo siguiente: al principio se oyen unos chirridos (que pueden producirse hasta con el calor de nuestra mano

36-37° (1) o introduciendo una barra de azufre en agua caliente). Esto se debe a que el azufre conduce mal el calor. Las partes exteriores, calentadas, se han dilatado más rápidamente que las interiores, y al separarse de aquéllas, han producido el ruido que llama nuestra atención.

Continuamos calentando el baloncito y el azufre funde en un líquido de aspecto aceitoso de *color ámbar:* en el fondo del líquido existen trozos de azufre sólido, que aún no se han fundido; luego el azufre es más denso en estado sólido que líquido (2). Funde a 114°

La temperatura en este momento es 114°

Hagamos caer algunas gotas de este líquido en el agua fría: el azufre se solidifica y vuelve a su aspecto primitivo.

Continuemos calentando el baloncito: el azufre líquido se *va oscureciendo hasta hacerse casi negro.* Al mismo tiempo, se ha transformado en una sustancia *tan viscosa,* que puede invertirse el balón sin que el líquido caiga. La temperatura es 200°. Continuemos calentando. Pasando de 250° no cambia de color, pero *vuelve a hacerse fluido* y puede volcarse en agua fría, pero entonces no adquiere su dureza primitiva, sino que produce una *masa sólida, blanda y elástica,* como el caucho. Viscoso negro a 200°

Fluido a 250°

Se le llama **azufre blando.**

Dejándolo en reposo, este azufre blando, después de un tiempo, pierde su elasticidad y vuelve a dar azufre ordinario: ¡amarillo, duro, cristalizado!

Continuemos calentando: a 440° el azufre hierve y produce vapores amarillos sofocantes, que si se los enfría, vuelven a producir el azufre primitivo. Hierve a 440°

Las condiciones de existencia. — Estas modificaciones particulares que experimenta el azufre, por efecto del calor, nos comprueban lo que dijimos en página 12, a propósito de los cambios de estado.

(1) El vulgo o la fantasía popular, dice que al frotar con azufre regiones inflamadas o doloridas de la piel, se producen esos crujidos, porque el azufre "quita el aire" y hay quienes lo pasan por el cuello, con intención de calmar el dolor provocado por un tortícolis.

(2) Este hecho es común. El caso del hielo es una excepción.

En el caso del azufre, se presentan, como en toda sustancia, los *dos puntos de transformación*, que hemos considerado fundamentales: *la fusión y la ebullición:* a 114° funde; a 440° hierve; pero, además de esto, que es normal, presenta *estados intermedios*, condicionados por la temperatura: azufre viscoso, azufre blando.

La molécula de los cuerpos simples puede contener más de dos átomos

Nos ayuda a explicarnos estas particularidades la hipótesis molecular. En efecto: se ha podido comprobar que según la temperatura a que está sometido el azufre, sus moléculas deben modificar el número de sus átomos constituyentes. De las medidas efectuadas se deduce que deben contener:

$$S_2 \quad S_3 \quad S_8 \quad Sx \quad (1)$$

siendo x un número mayor que 8.

Hasta ahora habíamos supuesto que las moléculas de los cuerpos simples estaban formadas por 2 átomos. Esto es verdad en la mayor parte de los elementos.

Hoy vemos que en algunos casos pueden contener más de 2.

Combinaciones del S con otros elementos.

1.°) **El azufre arde** con llama azul muy pálida, produciendo un gas que, respirado, provoca la tos.

Anhidrido sulfuroso

Sabemos ya que un cuerpo al arder se combina con el oxígeno del aire.

Interpretaremos esta reacción de la manera siguiente:

$S + O_2 = SO_2$ (Anhidrido sulfuroso)	su estructura sería: $O = S = O$	(las cuatro valencias del S, saturadas por dos átomos de O).

A esta sustancia se le llama *anhidrido sulfuroso.*

2.°) **El azufre se combina con los metales** (excepto oro y platino). Hemos visto ya en pág. 20, esta propiedad, con el mercurio (Hg) y el hierro (Fe).

(1) Por efecto de la temperatura, con 3 moléculas de S_2 se formarían 2 moléculas de S_3, etc.

Sulfuros

Al producto resultante se le denomina **sulfuro,** y hemos visto al principio de este capítulo que existen varios sulfuros naturales.

Experiencia: *a*) Colóquese una moneda de *plata*, bien limpia, en contacto con **flor de azufre.** La moneda se *ennegrece* por la formación de una capita de sulfuro de plata ($S Ag_2$).

b) Mézclese *flor de azufre* y limadura *de zinc*, bien seca. Colóquese en una cápsula y acérquese una cerilla encendida, sujeta por medio de un alambre largo de hierro. *La reacción es viva.* Se produce luz intensa y humareda blanca. Se ha formado S Zn y óxido de Zn (debido al oxígeno del aire).

Acción sobre los oxidantes. — Ya podemos prever que el S quitará oxígeno a los oxidantes (página 95), puesto que es un elemento combustible.

A esta reacción se le llama reducción. (Ver Hidrógeno, pág. 51). *El azufre es, pues, un* **reductor.**

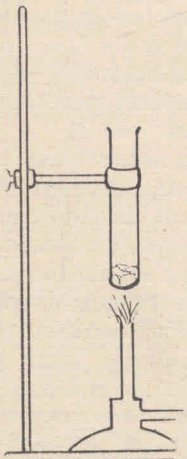


Fig. 20. Violenta acción del clorato de K sobre el S.

Experiencia: 1.º) Se calienta como lo indica el esquema, un poco de clorato de K hasta fundirlo. Cuando está fundido, se retira el mechero y se echa dentro del tubo un *pequeño* trocito de azufre por medio de una pinza y cuidando de mantenerse con la cara alejada del tubo. Inmediatamente se produce una *viva reacción:* el azufre se inflama con llama *muy brillante*, coloreada de *rojo*. Si se emplea clorato de sodio, la llama es *amarilla*. Si se emplea clorato de bario, la llama será *verde* (1).

El S es un reductor.

2.º) Una pequeña cantidad de clorato de potasio pulverizado se mezcla con la misma cantidad de flor de azufre (colocándolos *separados* sobre una hoja de papel y acercándolos *poco a poco* por medio de un pincel de pelo de camello o una pluma suave de ave). Cuando estén bien mezclados, se envuelven en un poco de papel de seda; se coloca el papelito con su contenido sobre un yunque y se le da un *fuerte golpe con un martillo.* Se produce una explosión, que podría ser peligrosa si las cantidades de sustancias empleadas fueran grandes.

(1) Los distintos colores se deben a los distintos metales, que por la elevada temperatura, se volatilizan en parte.

Estas dos experiencias nos demuestran que el azufre descompone a los oxidantes.

Es un **reductor**, pues les quita su oxígeno. Y en estas acciones se produce un considerable desarrollo del calor.

Reacciones exotérmicas

Siempre que se pongan en contacto oxidantes y reductores, habrá gran desarrollo de calor.

A estas o a otras reacciones que se produzcan con desarrollo de calor, las llamamos reacciones **exotérmicas** (que significa "calor afuera").

Aplicaciones. — Se aprovecha esta fácil inflamabilidad del azufre por los oxidantes, para fabricar *fuegos artificiales:* a la mezcla inflamable se añaden sales que comunican color a las llamas y metales muy pulverizados que producen chispas brillantes.

La *pólvora* común tiene como componentes azufre, salitre y carbón (1).

En las *cerillas*, también se emplea el azufre.

Grandes cantidades de azufre se emplean para combatir un hongo que daña a los viñedos.

Pero, en la actualidad, su aplicación más extensa es la *vulcanización del caucho.* Este es una resina muy elástica, segregada por el árbol tropical llamado caucho, y que tiene el inconveniente de que se ablanda demasiado por el calor y se hace frágil y sin elasticidad por el frío. La vulcanización consiste en combinarlo con distintos compuestos de azufre, y así conserva su elasticidad y puede emplearse en gran escala, como se hace, para las cámaras y cubiertas de las ruedas de automóviles.

(1) El S y el C son los elementos "reductores" y el salitre (nitrato de potasio) es el compuesto "oxidante".

COMPUESTOS OXIGENADOS DEL AZUFRE

Anhidrido sulfuroso.

SO_2

Hemos visto que la *combustión* del S produce un gas llamado bióxido de azufre o anhidrido sulfuroso.

$$S + O_2 = SO_2$$

Este gas puede obtenerse también *calcinando* las *piritas*, minerales formados por la combinación del S con el Fe.

Calcinar las piritas, o cualquier otra sustancia, significa calentarla en presencia de aire, hasta que deje residuo que no se transforme. En estas condiciones el oxígeno del aire actúa sobre la sustancia, oxidándola.

Calcinación

En el caso de las piritas ocurre lo siguiente:

$$\underset{\text{Sulfuro de hierro}}{SFe} + \underset{\text{Oxígeno}}{O} \xrightarrow{\text{produce}} \underset{\text{Oxido de hierro (residuo)}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{Anhidrido sulfuroso (gas que se desprende)}}{SO_2}\uparrow$$

Con este *esquema* indicamos el *sentido de la reacción química*. Si quisiéramos expresar la misma reacción de acuerdo a la hipótesis molecular, razonaríamos así:

En una molécula de sulfuro de Fe existen 1 átomo de S y 1 de Fe. El óxido férrico que se producirá contiene 2 átomos de Fe. Para representar la ecuación necesitamos entonces, por lo menos, 2 moléculas de sulfuro, para que intervengan los dos átomos de Fe. Así resultaría:

Ejemplo de ecuación química

$$\begin{matrix} Fe\ S \\ Fe\ S \end{matrix} + 7O = Fe_2O_3 + 2\,SO_2$$

Pero construyendo esta ecuación, se ve que intervienen 7 átomos de O, y como sabemos que las moléculas de oxígeno tienen dos átomos cada una, con siete átomos de oxígeno no representaríamos moléculas completas, sino 3 moléculas ½, es decir, 3 moléculas de O y 1 átomo *libre*, lo que contradice la hipótesis mo-

lecular de los gases. Bastará entonces multiplicar por 2 los dos miembros de la *ecuación* para construir la igualdad de acuerdo a la hipótesis molecular. Diremos, pues:

$$2\left[\begin{matrix}Fe\,S\\Fe\,S\end{matrix} + 7O = Fe_2O_3 + 2\,SO_2\right]$$

y en forma correcta:

$$4\,Fe\,S + 7O_2 = 2\,Fe_2O_3 + 4\,SO_2$$

Calcinando las piritas, pues, se desprende el bióxido de S o anhidrido sulfuroso y queda como residuo óxido férrico.

Propiedades. — El anhidrido sulfuroso es un gas de *olor picante* y característico. Habitualmente se oye decir "olor de azufre" para expresar el olor del anhidrido sulfuroso.

Muy denso

La anterior expresión es incorrecta, puesto que el azufre no tiene olor (pág. 136).

Más denso que el aire: 2.26 veces más pesado que el aire.

Fácil licuación

Posee un sabor agrio, desagradable.

Puede licuarse, si se enfría a —21° (1). Líquido, puede guardarse en *sifones* de vidrio, pues la *tensión de su vapor* es sólo 3 atmósferas a 20° (2).

Muy soluble en agua

El gas anhidrido sulfuroso es *muy soluble en agua.* Al disolverse en el agua, produce una solución que enrojece el tornasol, es decir, *un ácido.* Le llamaremos *ácido sulfuroso.*

El gas anhidrido sulfuroso es incombustible y *apaga los cuerpos en combustión.*

Apaga los cuerpos en combustión

Experiencia: Colóquese en la capsulita un poco de azufre. Inflámese. Enciéndase la velita y cúbrase después con el embudo. El SO_2 que se produce en la cápsula, irá llenando el espacio que limita el embudo y la bujía se apagará.

(1) Esto se consigue con una mezcla de partes iguales de hielo machacado y sal de cocina.

(2) El cloro líquido, a la misma temperatura, se evapora con 6 atmósferas de presión.

Esta experiencia nos demuestra que el SO_2 debe ser bastante estable. Sólo se descompone en S y O a temperaturas muy elevadas.

Se aprovecha esta propiedad para extinguir pequeños incendios.

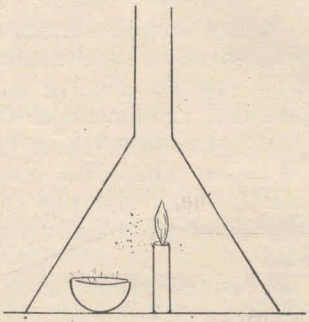


Fig. 21. El anhidrido sulfuroso apaga los cuerpos en combustión.

Es un decolorante. Decolorante

Experiencia: En el fondo de una probeta, se hace arder un poco de azufre. Cuando todo el S se haya inflamado, la probeta estará llena del gas anhidrido sulfuroso, por ser éste más pesado que el aire. Se introduce una flor roja y poco tiempo después se habrá decolorado.

Esta propiedad se aprovecha en el *blanqueo de la lana, paja y seda*, sustancias orgánicas que serían destruídas por el cloro, si se empleara este elemento para decolorarlas (ver pág. 100).

Acido sulfuroso. — Hemos dicho que el gas anhidrido sulfuroso se disuelve mucho en agua y que la *solución enrojece el tornasol.* Si pusiéramos en contacto anhidrido sulfuroso, bien seco, y papel de tornasol azul, bien seco, no se produciría cambio de color. De donde deducimos que *por la disolución del anhidrido sulfuroso en agua se produce un ácido.* Luego, *el agua y el anhi-*

drido **se han combinado** *para producir una nueva sustancia.*

Lo interpretamos así:

$$\underset{\text{Anhidrido sulfuroso}}{SO_2} + \underset{\text{Agua}}{H_2O} = \underset{\text{Acido sulfuroso}}{SO_3H_2}$$

Si el alumno repasa cuanto dijimos a propósito de la acción del oxígeno sobre los elementos, verá que el resultado de dicha combinación era muy distinto. El grupo de los metales, combinándose con el oxígeno, producía sustancias que, disueltas en agua, azuleaban el tornasol, y el de los metaloides, combinándose con el oxígeno, sustancias que, disueltas en agua, enrojecían el tornasol y tenían sabor agrio, por lo cual se denominaron ácidos.

Los óxidos de los metaloides se denominan anhidridos

En el caso del azufre vemos muy claramente lo que dijimos entonces.

El bióxido de azufre no se transforma en ácido, hasta que no se combina con el agua. Por eso, al bióxido de azufre le llamamos **anhidrido,** que quiere decir ácido sin agua. Y así también: *a todos los óxidos de los metaloides les llamamos anhidridos.*

Vuelva a leer el alumno lo que dijimos en pág. 45. Vimos entonces que el hidrógeno de los ácidos podía desalojarse, cuando ellos se ponían en contacto con metales como el Mg, Zn, Fe, etc.

Experiencia: Agréguese un poco de magnesio en polvo a la *solución de anhidrido sulfuroso.* Se desprende un gas. Recójase y constátese que es H. Cuando ya no se desprenda más hidrógeno, evapórese a sequedad. Queda una sal.

$$\underset{\text{Acido sulfuroso}}{SO_3H_2} + Mg = \underset{\text{Sulfito de magnesio}}{SO_3Mg} + \underset{\text{Hidrógeno}}{H_2}\uparrow$$

Debemos aceptar entonces que *el anhidrido sulfuroso se combina con el agua* y **produce un verdadero ácido,** pues éste reúne *las tres propiedades* que encontramos en todos los ácidos:

Propiedades de los ácidos

a) tienen sabor agrio
b) enrojecen el tornasol
c) desprenden H en contacto con el Mg. (1)

Pero *es un ácido inestable*. Sólo podemos obtenerlo en solución acuosa. Si se calienta dicha solución, con el objeto de evaporar el agua, resulta que se desprende todo el SO_2, porque el ácido contenido en la solución se ha descompuesto de la manera siguiente:

El SO_3H_2 es ácido inestable

$$\underset{\text{Acido sulfuroso}}{SO_3H_2} = \underset{\text{Agua}}{H_2O} + \underset{\text{Anhidrido sulfuroso}}{SO_2}\uparrow$$

En cambio, *las sales de este ácido*, que hemos llamado *sulfitos*, pueden separarse del agua que las disuelve, haciéndola evaporar.

El ácido sulfuroso (solución) y las soluciones de sulfitos, absorben poco a poco el oxígeno del aire, transformándose en ácido sulfúrico el primero y en sulfatos los segundos. Estos dos cuerpos son muy estables.

Es un reductor

$$\underset{\text{Acido sulfuroso}}{SO_3\,H_2} + \underset{\text{1 átomo de oxígeno}}{O} = \underset{\text{Acido sulfúrico}}{SO_4\,H_2}$$

y en forma molecular : (0_2)

$$\underset{\text{Acido sulfuroso}}{2\ SO_3\,H_2} + \underset{\text{1 molécula de oxígeno}}{0_2} = \underset{\text{Acido sulfúrico}}{2\ SO_4\,H_2}$$

$$\underset{\text{Sulfito de K}}{2\ SO_3\,K_2} + \underset{\text{Oxígeno}}{0_2} = \underset{\text{Sulfato de K}}{2\ SO_4\,K_2}$$

Esto nos demuestra que el ácido sulfuroso y sus sales son cuerpos *reductores*.

Experiencia: 1.°) A una solución de *permanganato de K* (ver página 95) se agrega solución de ácido sulfuroso o sulfito de K. *El color violeta del permanganato desaparece.* El permanganato,

(1) Con muchos ácidos, puede emplearse otros metales. El Mg se elige como tipo, porque es muy manuable y bastante activo para reemplazar el H (véase página 90. Nota).

cuerpo oxidante, cede su oxígeno al ácido sulfuroso, que se transforma en ácido sulfúrico y éste con el manganeso y potasio del permanganato, forma sulfato de manganeso y sulfato de potasio, incoloros.

2.°) Se agita en una probeta llena de anhidrido sulfuroso *seco* un poco de bióxido de plomo *seco* y muy bien pulverizado. El bióxido de plomo (color marrón oscuro) se transforma inmediatamente en blanco y en seguida se pone *incandescente* (véase lo que se dijo sobre oxidantes y reductores en pág. 140).

$$\underset{\text{Anhidrido sulfuroso}}{SO_2} + \underset{\text{Bióxido de Pb}}{Pb\,O_2} = \underset{\text{sulfato de Pb (color blanco)}}{SO_4\,Pb}\ (1)$$

Interpretación de la estructura de estos compuestos.

Anhidrido sulfuroso.

Peso molecular: 64

Contenido { *azufre:* 32 = 1 átomo de S; *oxígeno:* 32 = 2 » » O } **Fórmula** SO_2

Estructura: O = S = O

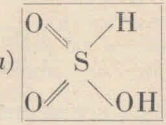
El azufre funciona entonces como *tetravalente.*

Acido sulfuroso.

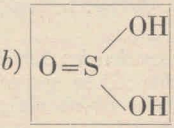
Para producirlo, se *combina* el agua con el anhidrido. Luego:

$$O = S = O + \underset{\text{(Agua)}}{\overset{H}{\underset{O—H}{|}}} \longrightarrow \text{2 posibilidades}$$

a) Fórmula asimétrica



b) Fórmula simétrica



(1) El plomo funciona como tetravalente en el bióxido y bivalente en el sulfato.

El agua puede combinarse entonces de dos maneras: según el esquema (*a*) se agrega al átomo de S, del anhidrido sulfuroso, para lo cual se separaría aquélla momentáneamente en

2 componentes: [H] y [OH] (al que llamamos oxidrilo).

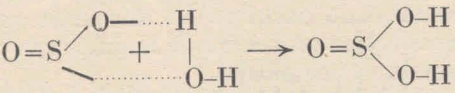
El átomo de S pasaría a funcionar como hexavalente.

Según el esquema (*b*) el H del agua se agregaría o se uniría a uno de los oxígenos del SO_2, para lo cual dicho oxígeno tendría que separarse, en parte, del S, según este esquema:



y entonces quedarían: un átomo de O con una valencia disponible (la trazada en grueso). Por esta valencia se uniría al H del agua. El átomo de azufre también quedaría con una valencia disponible (la trazada en grueso) y por ella se uniría con el oxidrilo OH del agua, resultando la fórmula simétrica:

Los ácidos oxigenados contienen metaloides y oxidrilos



Por lo general, se acepta la fórmula simétrica (*b*), pero no puede desecharse la asimétrica (*a*). *Son dos estructuras posibles*, de la misma sustancia.

De una manera igual a la forma (*b*), *debe actuar el agua sobre los demás anhidridos.* Recordará el alumno que en el capítulo del oxígeno vimos que el C, S, P producían anhidridos. El agua, luego, actuaba sobre ellos, *combinándose y formando ácidos.*

El *mecanismo* de su acción debe ser igual al que acabamos de explicar.

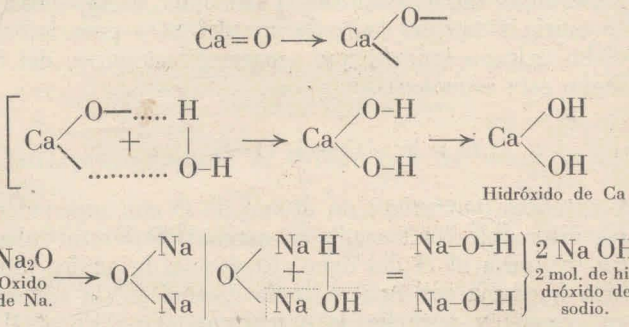
En el capítulo del oxígeno vimos también que los óxidos de los metales, *combinándose* (1) con el agua,

(1) Entonces dijimos, *disolviéndose*, porque el alumno, en aquel momento, no podía entender el proceso.

producían sustancias que azuleaban el tornasol. Los llamamos *hidróxidos*.

$$\underset{\text{Oxido de Ca}}{CaO} + \underset{\text{Agua}}{H_2O} = \underset{\text{Hidróxido de Ca}}{CaO_2H_2}$$

Interpretación:



Los hidróxidos o hidratos contienen metal y oxidrilo

vemos que los hidróxidos también pueden considerarse como conteniendo oxidrilos. La diferencia que presentan con los ácidos provendrá de la diferencia que existe entre metales y metaloides.

A los hidróxidos habitualmente se les llama *hidratos* (denominación incorrecta).

Será fácil representar la fórmula de los hidróxidos: sabemos, por el esquema anterior, que *son oxidrilos unidos al metal*, entonces:

Na OH	(hidróxido de sodio)	(sodio: monovalente)
KOH	(» » potasio)	(K : »)
Ag OH	(» » plata)	(Ag : »)
$Ca(OH)_2$	(» » calcio)	(calcio: bivalente)
$Fe(OH)_2$	(» » hierro)	(hierro bivalente) (*Hidrato ferroso*)
$Fe(OH)_3$	(» » hierro)	(hierro trivalente) (*Hidrato férrico*)
$Al(OH)_3$	(» » aluminio)	(Al: trivalente)

Combinemos ahora el ácido sulfuroso con los hidratos:

$$SO_3H_2 + Ca(OH)_2 = 2H_2O + SO_3Ca$$

Acido sulfuroso — Hidrato de Ca — Agua — Sulfito de Ca

Véase el capítulo de las sales. Dijimos entonces, que los ácidos se combinan con los hidróxidos, formando agua y sal. Hoy interpretamos que *el hidrógeno del ácido se une al oxidrilo del hidróxido para formar agua*, y los restos, uniéndose, forman sales.

Pero, como en la molécula del ácido sulfuroso existen dos átomos de H, podrá ocurrir lo siguiente:

Sales ácidas y sales neutras

a) $SO_3H_2 + NaOH = H_2O + SO_3HNa$

b) $SO_3H_2 + 2NaOH = 2H_2O + SO_3Na_2$

En la reacción (*a*) *no se ha neutralizado* (ver cap. de sales) todo el H del ácido. La sal formada será *sal ácida: sulfito ácido de sodio.* (Se les denomina en el comercio: bisulfitos). (1)

En la reacción (*b*) se ha reemplazado todo el H del ácido por el sodio y la sal ya no será ácida; será *neutra. Sulfito de sodio.*

La inestabilidad del ácido sulfuroso. — En el capítulo de las sales (ver pág. 72) aprendimos que el ácido sulfúrico (que pronto conoceremos) descompone las sales, desalojando el ácido del que provienen.

Si tratamos los sulfitos por ácido sulfúrico, resulta:

$$SO_3Na_2 + SO_4H_2 = SO_4Na_2 + [SO_3H_2] \rightarrow H_2O + \boxed{SO_2}$$

Sulfito de Na — Acido sulfúrico — Sulfato de Na — Acido sulfuroso

Los sulfitos se descomponen por los ácidos produciendo SO_2

(1) Estas sales funcionan como verdaderos ácidos. Disueltas en agua enrojecen el tornasol. Contienen aún *H ácido.*

se pone *en libertad* (como suele decirse) al ácido sulfuroso, pero éste es *inestable* (sólo existe en solución) y se descompone en seguida, como lo indican las flechas, en H_2O y SO_2. El agua es retenida por el ácido sulfúrico (ver más adelante) y el SO_2 gaseoso *se desprende con mucha rapidez.*

Este es el mejor método para preparar SO_2 puro.

No lo explicamos al principio de este capítulo, porque recién ahora está el alumno en condiciones de comprenderlo mejor.

Una reacción semejante se produce empleando ácido clorhídrico, pero entonces el SO_2 no se desprende con tanta rapidez, porque siendo muy soluble en agua, queda disuelto en el agua que disuelve al ácido clorhídrico; pues ya sabe el alumno que este ácido se emplea en solución.

$$SO_3\,\overline{Na_2} + 2H\,\overline{Cl} = 2Cl\,Na + \left[SO_3\,H_2\right] \rightarrow \begin{matrix} H_2O \\ \boxed{SO_2} \end{matrix}$$

Sulfito de sodio — Acido clorhídrico — Cloruro de sodio

ANHIDRIDO SULFURICO

SO_3

Hemos dicho en pág. 145 que el ácido sulfuroso absorbe poco a poco el oxígeno del aire, transformándose en ácido sulfúrico.

Con el anhidrido sulfuroso ocurre lo mismo: su combinación con el oxígeno es muy lenta, pero se ha conseguido acelerarla empleando como catalizador el platino muy dividido (ver pág. 93).

La oxidación del SO_2

$$2\ SO_2 + O_2 = 2\ SO_3$$

Anhidrido sulfuroso — Anhidrido sulfúrico

Si se hace pasar, pues, SO_2 y O_2 secos, por un tubo que contenga un poco de *amianto platinado* (1), se produce la reacción con bastante rapidez.

Para ello basta calentar el tubo a una temperatura de 400°, aproximadamente.

La formación del SO_3 se advierte por la producción de humos blancos, muy densos, que pueden recogerse en un recipiente enfriado.

Hasta 15° de temperatura, esta sustancia es sólida, blanca. Funde a esa temperatura y hierve a 46°.

Su tensión de vapor es, pues, fuerte, puesto que a 46° ya tiene 1 atmósfera de presión.

Por eso emite al aire espesos humos blancos. Se deben a su vapor, que al encontrarse en el aire con el vapor de agua, se combina con él, produciendo gotitas

(1) Se mojan muy bien tiras de *amianto*, con una solución de cloruro de platino y luego se calientan en un crisol hasta *el rojo*. El agua se evapora, el cloruro de Pt se descompone, quedando el metal depositado en polvo muy tenue, en las fibras del amianto. A éste se le llama amianto platinado o *esponja de platino*

El SO_3 es muy ávido de H_2O.

de ácido sulfúrico, que flotan en nubes de vapor del anhidrido (1).

Esta fuerte avidez por el agua se puede comprobar:

1.ro) si se hace caer una gota de agua en un recipiente que contenga anhidrido sulfúrico, se produce una *explosión* con desprendimiento de luz. (¡Peligroso!)

2.do) introduciendo un *pequeño trozo* de SO_3, en agua, se oye un chirrido semejante al que se produce al introducir un metal muy caliente en el agua fría.

El resultado del fenómeno es la producción del

Método del "contacto"

ACIDO SULFURICO, — La industria ha aprovechado la fácil combinación del anhidrido sulfúrico con el agua, para preparar este ácido.

El método se conoce con el nombre de "método del contacto", y consiste en producir SO_2 por combustión de las piritas (ver pág. 141) y hacer pasar este gas, mezclado con aire, sobre catalizadores.

El producto resultante se recoge en agua.

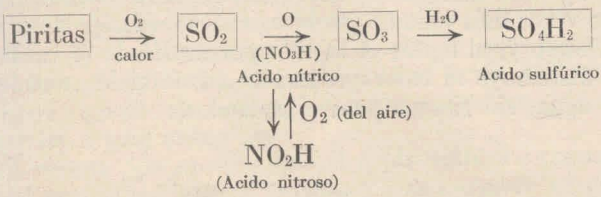
$$\boxed{\text{Piritas}} \xrightarrow[\text{calor}]{O_2} \underset{\text{Anhidrido sulfuroso}}{\boxed{SO_2}} \xrightarrow[\text{(catalizador)}]{O_2} \underset{\text{Anhidrido sulfúrico}}{\boxed{SO_3}} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{Acido sulfúrico}}{\boxed{SO_4H_2}}$$

Oxidación del SO_2 por el ácido nítrico

Antes se preparaba el H_2SO_4 (y aún hoy se continúa haciéndolo en varias partes) *oxidando* el SO_2 por el *ácido nítrico*. Este cede una parte de su oxígeno al SO_2, transformándolo en SO_3, y él se *reduce* a ácido nitroso. Este nuevo ácido tiene la propiedad de combinarse con el oxígeno del aire y regenerar el ácido nítrico, que vuelve a actuar sobre una nueva porción de SO_2. Teóricamente, pues, el ácido nítrico *no se consume* en esta operación, pero en la práctica se pierde

(1) A este efecto se le denomina "neblina". Recordar que el HCl produce un fenómeno semejante.

algo, porque el ácido nitroso es muy volátil y se desprende antes de haberse transformado en ácido nítrico.



Cámaras de plomo

Para esta operación se hace llegar el SO_2 *mezclado con aire*, a grandes cámaras forradas de plomo, donde se coloca un poco de ácido nítrico. Allí llega también *vapor de agua*, y las reacciones químicas se producen como lo indica el esquema.

Puede deducirse que este método es más complicado que el anterior, llamado "del contacto". Por eso, el método del contacto está reemplazando al otro llamado "de las cámaras de plomo".

Líquido muy pesado

Propiedades. — El ácido sulfúrico es un *líquido* incoloro, de consistencia *aceitosa* (1). Densidad: 1.85. *Es, pues, un líquido muy pesado.*

Hierve a 338°.

Acción del agua. — Presenta una propiedad característica: *tiene gran avidez por el agua.* Al mezclarse con ella, *desarrolla mucho calor*, tanto que puede resultar peligroso echar agua sobre el ácido sulfúrico, pues el calor desarrollado bruscamente podría hacer *hervir* el agua, desprendiéndose ésta rápidamente en forma de vapor y arrastrando pequeñas porciones de ácido sulfúrico, que provocarían quemaduras muy graves si tocaran la piel.

(1) Los antiguos le llamaban *aceite de vitriolo*, porque lo obtenían descomponiendo por el calor el sulfato de hierro que denominaban "vitriolo verde".

El ácido sulfúrico es, en efecto, un cáustico poderoso. Es conveniente, por eso, cuando se mezcla el ácido con agua, *verter el ácido sobre el agua*, agitando al mismo tiempo con una varilla de vidrio. El ácido, siendo casi dos veces más pesado que el agua, cae así rápidamente al fondo y, al agitar el líquido por medio de la varilla, se distribuye el calor producido en toda la cantidad de agua, sin riesgos para el operador.

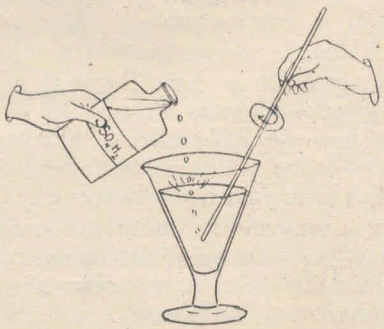


Fig. 22. Procedimiento correcto de diluir el ácido sulfúrico.

Se aprovecha esta avidez por el agua, que presenta el ácido sulfúrico, utilizándolo como *secador* (ver página 86).

Es un gran deshidratante.

El SO_4H_2 quita el agua de cristalización

Experiencia: *a*) En un recipiente que contenga ácido sulfúrico concentrado, se introduce un *cristal* de sulfato de cobre, azul: el cristal pronto pierde su color, transformándose en blanco. El ácido sulfúrico le ha quitado al cristal su agua de cristalización. Lo ha *deshidratado*, transformándolo en sulfato de cobre *anhidro* (sin agua) que es blanco.

b) En el ácido sulfúrico concentrado, introdúzcase una astilla de madera blanca: se ennegrece en seguida.

Un trozo de género blanco sobre el que se vierte una gota de este ácido se agujerea en el sitio donde ha caído la gota y los bordes del agujero se ennegrecen.

En estos dos casos (madera, tejido de género), el ácido sulfúrico ha substraído a esos cuerpos el H y el O que contienen. En efecto: esos cuerpos están formados principalmente por *celulosa*, cuya composición es $C_6 H_{10} O_5$, y al perder su H y O, con el que pueden formarse 5 moléculas de agua, que el ácido sulfúrico retiene, queda un residuo de carbón, motivo por el cual los vemos ennegrecer.

El SO_4H_2 quita el agua de constitución *carboniza* las sustancias orgánicas

A esta acción se debe que el ácido sulfúrico conservado en frascos, que se destapan a menudo, se va ennegreciendo: al destapar el frasco y ponerse el ácido en contacto con el aire, carboniza las diminutas partículas orgánicas que flotan en el aire (polvo atmosférico).

Acción de los reductores: Si el ácido sulfúrico se calienta fuertemente puede descomponerse de la manera siguiente:

$$\underset{\text{Acido sulfúrico}}{SO_4\ H_2} \xrightarrow{\text{calor}} \underset{\text{Anhidrido sulfuroso}}{\boxed{SO_2}} + \underset{\text{Agua}}{\boxed{H_2O}} + \underset{\text{Oxígeno}}{\boxed{O}}$$

obteniéndose anhidrido sulfuroso, oxígeno y agua. Estos productos, al enfriarse un poco, vuelven a combinarse, dando SO_3 y H_2O.

Pero si se calienta en presencia de reductores, éstos se apoderan del oxígeno, quedando entonces el SO_2 libre.

Por ejemplo: si se calienta a 160° ácido sulfúrico concentrado y se hace burbujear *hidrógeno* al mismo tiempo, éste se apodera de una parte del O del $H_2 SO_4$, formando agua y quedando entonces SO_2.

$$SO_4H_2 + H_2 = 2H_2O + SO_2$$

Experiencia: Colóquese en un tubo de ensayo un poco de *azufre* y agréguese ácido sulfúrico concentrado. Caliéntese teniendo el tubo con una pinza y cuidando de repartir el calor de la llama por toda la superficie del tubo que ocupa el ácido, con el objeto de que la temperatura sea uniforme. Pronto se notará que se des-

prende *anhidrido sulfuroso*, por el olor característico de este gas. El S, *cuerpo reductor*, como vimos en pág. 139, se apodera de parte del oxígeno del ácido sulfúrico, formando anhidrido sulfuroso y el ácido sulfúrico perdiendo su oxígeno *se reduce* también a ácido sulfuroso que se descompone en SO_2 y H_2O.

$$2\,SO_4H_2 + S = 3\,SO_2 + 2\,H_2O$$

Acido sulfúrico — Anhidrido sulfuroso — Agua

1 molécula de SO_4H_2 produce: $SO_2 + H_2O + O$ (1 átomo de O)
Otra „ „ „ „ : $SO_2 + H_2O + O$
1 átomo de S fija los dos átomos de O y forma SO_2

En total: 2 moléculas de SO_4H_2 + 1 átomo de S producen: 3 moléculas de SO_2 y 2 moléculas de H_2O.

Repítase la misma operación con *cobre*. Se desprenderá SO_2 y quedará sulfato de cobre.

Explicación:

1 molécula de $H_2\,SO_4$ produce: $\boxed{SO_2} + \boxed{H_2O} + \boxed{O}$
1 átomo de Cu, fija el átomo de O
y forma.....$Cu + O = Cu\,O$

El óxido de cobre formado, se encuentra con otra molécula de H_2SO_4 y reacciona, como ya sabemos, formando agua y sal.

$$Cu\,O + SO_4\,H_2 = H_2O + SO_4\,Cu$$

En total: han intervenido 2 moléculas de $H_2\,SO_4$ y 1 molécula de cobre (1).

La ecuación la representaríamos, entonces, así:

$$2\,SO_4H_2 + Cu = 2\,H_2O + \boxed{SO_2} + SO_4Cu$$

Acido sulfúrico — Agua — Anhidrido sulfuroso — Sulfato de cobre

En resumen, diremos: *que el ácido sulfúrico concentrado es un oxidante, pues cede una parte de su oxígeno*

(1) Recuérdese que las moléculas de los metales son *monoatómicas*.

a los cuerpos reductores (*S– Cu– H_2, etc.*), *transformándose en anhidrido sulfuroso* (1).

El ácido sulfúrico, "tipo" de ácido. — En varias oportunidades hemos tenido que mencionar a los "ácidos".

Al principio de este libro, en el capítulo del oxígeno, denominamos *ácidos* a las sustancias que provenían de combinar un *metaloide* con *oxígeno* y con *agua*. Lavoisier fué quien creyó, por primera vez, que todos los ácidos contenían oxígeno, y de allí procede el nombre que dió a este elemento (*oxos* = ácido, *geno* = engendro).

Todos los ácidos contienen H

Luego conocimos el ácido clorhídrico, que presenta propiedades ácidas muy pronunciadas, y vimos que no contiene oxígeno, pues está formado sólo por Cl e H.

Tendremos oportunidad, más adelante, de conocer otros ácidos y veremos que unos contienen oxígeno y otros no, *pero que todos contienen H. Debemos, pues, atribuir el carácter ácido al resultado de la combinación del H con los metaloides.* Mas como esta regla es bastante general pero no absoluta (2), hemos aceptado como propiedades características de los ácidos las que enunciamos en pág. 145.

De las tres propiedades enunciadas allí, podemos utilizar la tercera como un medio de *clasificar* el *carácter ácido* más o menos acentuado o, como suele decirse, *la fuerza del ácido.* Así resulta que el ácido clorhídrico sería el de mayor carácter ácido, pues cambia su H por un metal con mayor rapidez; pero como es un gas y por lo tanto es poco manejable, si no está en disolución, no *se considera al Cl H como el ácido más fuerte sino al ácido sulfúrico.*

El SO_4H_2 es el ácido más "fuerte"

Es el ácido más empleado en los laboratorios y en la industria.

(1) La acción del Cu sobre el H_2SO_4 concentrado, se aprovecha en los laboratorios, para preparar SO_2.

(2) El metano CH_4 y numerosísimos compuestos semejantes llamados hidrocarburos, son perfectamente neutros.

Las sales del ácido sulfúrico. — Hemos visto que el ácido sulfúrico *concentrado*, actuando sobre el metal cobre, produce sulfato de cobre y se reduce a anhidrido sulfuroso. En la misma forma actuaría sobre muchos otros metales, produciendo *sulfatos*. Por eso se dice que *el ácido sulfúrico ataca y corroe a los metales*.

El ácido sulfúrico corroe los metales

El *oro* y el *platino* no son corroídos por este ácido (1).

Si se emplea ácido sulfúrico diluído (1 parte de ácido y 4 partes de agua), entonces se evita la acción *oxidante* que ejerce el concentrado y sólo se obtiene hidrógeno y sulfatos. Pero para esto es necesario utilizar metales que desalojen el hidrógeno. (Ver pág. 90 – Nota).

Ejemplos con metales que **desalojan** H

Formación de sulfatos por acción directa.

$$SO_4H_2 + Mg = SO_4Mg + H_2\uparrow$$

$$SO_4H_2 + Zn = SO_4Zn + H_2\uparrow$$

$$SO_4H_2 + Fe = SO_4Fe + H_2\uparrow$$

Metales bivalentes. Cada átomo de metal desaloja 2 átomos de hidrógeno.

$$3SO_4H_2 + 2Al = (SO_4)_3Al_2 + 3H_2\uparrow$$

Metal trivalente. Cada átomo de metal desaloja 3 átomos de hidrógeno.

Ejemplos con metales que no desalojan hidrógeno:

$$2SO_4H_2 + Cu = SO_4Cu + 2H_2O + SO_2\uparrow$$

$$2SO_4H_2 + Hg = SO_4Hg + 2H_2O + SO_2\uparrow$$

Así hemos obtenido diferentes **sulfatos** por acción directa del ácido sulfúrico sobre los metales.

(1) Los antiguos le llamaban al oro el "rey de los metales" por su resistencia a la acción corrosiva de los ácidos.

Formación de sulfatos por neutralización.

También obtendríamos sulfatos por el método que conocimos en el capítulo de las sales: tratando el ácido por un hidróxido o un óxido.

Ejemplos:

$$SO_4H_2 + \underset{\text{Oxido de Ca}}{OCa} = H_2O + \underset{\text{Sulfato de Ca}}{SO_4Ca}$$

$$SO_4H_2 + \underset{\text{Hidróxido de calcio}}{Ca(OH)_2} = 2H_2O + SO_4Ca$$

$$SO_4H_2 + \underset{\text{Oxido de mercurio}}{HgO} = H_2O + \underset{\text{Sulfato de mercurio}}{SO_4Hg}$$

Y con este método podemos formar *dos* clases de sulfatos, pues el H_2SO_4 contiene dos átomos de H, que pueden reemplazarse total o parcialmente. En efecto:

$$1)\ SO_4H_2 + Na(OH) = H_2O + \underset{\text{Sulfato ácido de sodio}}{SO_4HNa}$$

[se ha reemplazado un solo átomo de H del ácido sulfúrico y la sal formada es aún ácida.]

$$2)\ SO_4H_2 + Na(OH)$$
$$Na(OH) = 2H_2O + \underset{\text{Sulfato neutro de sodio}}{SO_4Na_2}$$

[se han reemplazado todos los H del ácido. La sal es neutra. (1)]

(1) ¿Por qué procedimiento pueden conseguirse estos dos resultados? Aplicando la hipótesis de Avogadro. La ecuación N.º 1 representa 1 molécula de H_2SO_4 y 1 molécula de Na OH. Luego habrá que emplear estas dos sustancias en la relación de sus pesos moleculares.

SO_4H_2	= S : 32	O_4	= 64	H_2	= 2 Total 98
NaOH	= Na = 23	O	= 16	H	= 1 » 40

Empleando, pues, las dos sustancias en la relación de 98-40, ponemos en contacto tantas moléculas de H_2SO_4 como de Na OH: cada molécula de H_2SO_4 fijará 1 molécula de Na OH y resultará así la sal ácida, según lo expresa la ecuación N.º 1. Para que se realice la ecuación N.º 2, habrá que utilizar las sustancias en la relación 98-80 y de esa manera habrá doble número de moléculas de Na OH que de H_2SO_4.

El ácido sulfúrico desaloja a los otros ácidos de sus sales

En el capítulo de las sales (ver pág. 72) aprendimos que el H_2SO_4 descompone las sales, desalojando el ácido del que éstas provienen. En efecto: el ácido sulfúrico se considera el más fuerte de los ácidos debido a esta acción. Descompone las sales que no se oxidan (pues sino actuaría por su carácter oxidante), apoderándose del metal de las sales y cediéndoles su H.

Ejemplo:

$$Cl\,Na + SO_4H_2 = SO_4HNa + \boxed{HCl}$$

Cloruro de Na.

ha desalojado al HCl del cloruro y ha formado sulfatos.

$$2Cl\,Na + SO_4H_2 = SO_4Na_2 + 2\,\boxed{HCl}$$

Veremos que por este método pueden prepararse los otros ácidos.

Algunos sulfatos importantes. — El *sulfato de sodio* SO_4Na_2 se encuentra abundantemente en la naturaleza. Existe en las aguas minerales purgantes, y como tal se utiliza. Es muy soluble en agua.

Sulfato de calcio. SO_4Ca .— Muy poco soluble en agua. Es el *yeso* tan empleado por la industria.

SO_4Ba. —*Sulfato de Bario.* Insoluble en agua. Color blanco. Se utiliza para pinturas blancas, porque es inalterable.

SO_4Mg.—*Sulfato de magnesio.* Llamado comúnmente sal inglesa. Solubilísimo en agua. Es purgante.

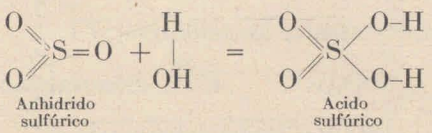
SO_4Cu. —*Sulfato de cobre.* Soluble en agua. Llamado vitriolo azul, cuando está cristalizado. Si se calienta a 200° pierde su agua de cristalización y se transforma en un polvo blanco (ver página 154). Venenoso, como todas las sales de cobre. Se utiliza en gran cantidad para combatir parásitos de los viñedos.

Reconocimiento del ácido sulfúrico. — Agréguese a una solución de ácido sulfúrico otra de *cloruro de bario.* Inmediatamente se produce un *precipitado blanco* (ver pág. 91).

Precipita las sales de Ba.

$$SO_4H_2 + Cl_2Ba = \underbrace{SO_4\,Ba}_{\text{Sulfato de Ba (precipitado blanco)}} + 2HCl$$

Reflexiones acerca de la estructura del ácido sulfúrico y de los sulfatos. — Por analogía con cuanto dijimos en el capítulo del ácido sulfuroso, deduciremos la estructura del ácido sulfúrico, de la manera siguiente:



Anhidrido sulfúrico — Acido sulfúrico

Para los *sulfatos* bastará reemplazar el H del ácido por los metales, de acuerdo a la valencia de éstos.

Notaremos lo siguiente: hemos representado siempre el ácido sulfúrico: SO_4H_2 y los sulfatos: SO_4 (metal). (Ejemplo: SO_4Cu. – SO_4Na_2), y el alumno tal vez piense que podría representarse de otra manera, como ésta, por ej.: $SFeO_4$ o también SH_2O_4, pues se enuncian los mismos componentes.

Nuestra escritura responde a la idea que nos formamos de la molécula de los ácidos: sabiendo que todos los ácidos reemplazan su H por metales y que desprenden su H en el polo negativo cuando se someten a una corriente eléctrica, *nos imaginamos la molécula del ácido como pudiendo dividirse en dos partes.*

el hidrógeno y el resto.

Este residuo puede ser simple, como en el caso del ácido clorhídrico H Cl, y puede ser complejo, como en este caso, del ácido sulfúrico *y otros que veremos más adelante.*

Los sulfatos deben contener el radical (SO_4)

Se le denominaba antiguamente **radical ácido** y aun hoy podemos denominarlo así. Este radical o resto ácido existirá, por consiguiente, en la molécula de las sales, unido al metal.

Es decir, que *todos los sulfatos los consideramos conteniendo el radical* (SO_4) unido a un *metal.*

Para representar, pues, un sulfato, se escribe ese complejo y luego el metal.

Ejemplo:

(SO_4) Cu.– (SO_4)Fe.– (SO_4)Mg (metales bivalentes)

(SO_4) Na_2 $(SO_4)K_2$ $(SO_4)Ag_2$ (» monovalentes)

$(SO_4)_3$ Al_2 (» trivalentes)

Y para representar los sulfatos ácidos:

Demostración de la existencia del radical sulfato (SO_4)

$(SO_4H)K$ metal monovalente

$(SO_4H)_2$ Pb metal bivalente

Este modo de considerar a los ácidos y a sus sales tiene varios fundamentos. En efecto: hemos visto que el ácido sulfúrico se reconoce porque en presencia de Cl_2Ba produce un precipitado blanco de SO_4Ba. *Este mismo resultado se obtiene empleando cualquier sulfato soluble.*

Experiencia: En tres tubos de ensayo, colóquese solución de sulfato de potasio, sulfato de cobre y sulfato de magnesio. Agréguese solución de Cl_2Ba. *Inmediatamente se obtendrá en los tres tubos un precipitado blanco.*

$$(SO_4)\,K_2 + Cl_2\,Ba = \underset{\text{precipitado}}{(SO_4)\,Ba} + 2Cl\,K$$

$$(SO_4)\,Cu + Cl_2\,Ba = \underset{\text{precipitado}}{(SO_4)\,Ba} + Cl_2\,Cu$$

$$(SO_4)\,Mg + Cl_2\,Ba = \underset{\text{precipitado}}{(SO_4)\,Ba} + Cl_2\,Mg$$

Debemos decir entonces que *el cloruro de Ba es el reactivo* que se utiliza para reconocer *el radical sulfato* (SO_4) = y que este radical debe existir en la molécula del ácido sulfúrico y los sulfatos, pues no se altera al producirse las reacciones químicas que acabamos de expresar.

En pág. 71 vimos que la corriente eléctrica separa el metal de las sales, el cual se deposita en el polo negativo. Vuelva a leer el alumno aquella experiencia, porque ahora vamos a modificarla para convencernos de la existencia del radical sulfato (SO_4) =.

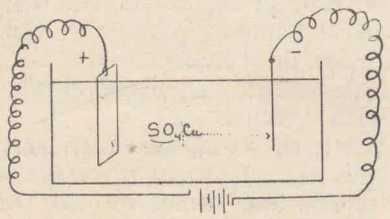


Fig. 23. Electrólisis del sulfato de cobre.

La solución de la cuba contiene *sulfato de cobre*. El hilo terminal del polo negativo que se introduce en la solución, es de platino.

La plaquita con que termina el positivo, es cobre.

Cuando se cierra el circuito y circula la corriente eléctrica, se ve que el alambre de platino del polo negativo se recubre de una capa de cobre.

La sal sulfato de cobre se ha separado en sus componentes: Cu y el resto. ¿Qué se ha hecho éste? En página 71 vimos que empleando alambres de platino en los dos polos, este resto llegaba al polo positivo, descomponía el agua, fijaba el H_2 de ésta regenerando el ácido sulfúrico y dejaba libre el O del agua, que se veía desprenderse del polo positivo.

En la experiencia de hoy, en cambio, no se desprende ningún gas. Dejemos que circule un tiempo la corriente, y veremos después que *la plaquita del polo positivo ha perdido su brillo, se ha corroído.* El radical

sulfato (SO_4) =, al ponerse en contacto con ella, ha formado sulfato de cobre, que queda en solución.

El transporte de electricidad

Los iones. — En esta experiencia que acabamos de describir y en todas las operaciones de *electrólisis* se nota que: 1.°) tratándose de *ácidos*, *sales* o *bases* (hidróxidos), las soluciones conducen tanto mejor la corriente eléctrica cuanto más diluídas estén.)

2.° Que la cantidad de metal depositado en el polo negativo está en relación con la cantidad de energía eléctrica consumida.

Esta proporcionalidad rigurosa entre la cantidad de corriente y la materia depositada, fué descubierta en 1833, por Miguel Faraday, profesor de Química en la Royal Institution de Londres, y ello nos demuestra que la corriente eléctrica no puede circular, sino con la materia como vehículo.

El efecto de la dilución

Por otra parte, si, como dijimos en 1.°), la misma cantidad de materia conduce la corriente tanto mejor cuanto más diluída esté, demuestra que, por efecto de la dilución, adquiere propiedades especiales.

Suante Arrhenius (1887) emitió la *hipólesis* de que los ácidos, bases y sales, al disolverse en agua, *funcionaban como si sus moléculas se hubieran dividido en dos partes cargadas de electricidades distintas.*

Los metales y el H se cargarían positivamente.
Los metaloides o los radicales ácidos: negativamente.

Iones positivos H, metales

A estas partes de moléculas, *cargadas de electricidad*, les llamó **iones** (del griego: ion = lo que marcha); pues, por ese mecanismo de la formación de iones, se explicaba el transporte de la electricidad.

Estos iones se formarían en mayor proporción al aumentar la cantidad de agua.

Iones negativos: metaloides, radicales ácidos

Los iones positivos (metales, H), atraídos por el polo negativo, depositarían su carga eléctrica, transformándose en átomos y los negativos conducirían su carga al polo positivo.

Así nos explicamos lo ocurrido en las dos experiencias mencionadas. La de la pág. 71 y la que acabamos de describir.

En la primera (pág. 71) ocurriría lo siguiente:

molécula SO_4H_2 $\xrightarrow[\text{en agua}]{\text{disolución}}$ $=$ (SO_4) ion sulfato $+$ H H 2 iones H

El ion (SO_4) posee dos cargas negativas. Los dos iones H poseen dos cargas positivas.

Estos iones en la cuba electrolítica actuarían según el esquema.

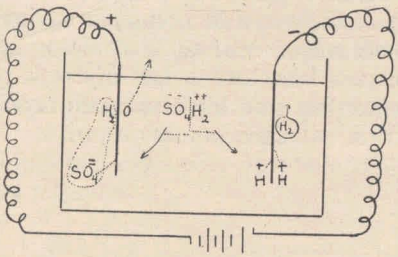


Fig. 24. La marcha de los iones.

Las cargas eléctricas negativas que mantienen al ion *sulfato* en solución, se neutralizan en el polo + y este radical o complejo químico, descompone el agua, fija su H formando SO_4H_2 y queda en libertad un átomo de O que se une con otro átomo proveniente de la acción de otro ion (SO_4) sobre el H_2O y forma *molécula* de O_2 que se desprende.

Las cargas eléctricas positivas que mantienen a los iones H en solución, se neutralizan en el polo negativo y los átomos de H libres se reúnen en moléculas y se desprenden.

La hipótesis de los iones explica muchos fenómenos químicos.

Citaremos uno muy interesante. Hemos dicho que todos los ácidos se asemejan por la propiedad particular de su H (que todos contienen) de ser reemplazado

por metales y de actuar sobre la tintura de tornasol. Y estas propiedades especiales *las adquieren cuando se disuelven en agua.*

La función "ácido" se debe al *ion* H^+

Recuerde el alumno el ácido clorhídrico (ClH). Es un gas que, *secado perfectamente*, como se dijo en pág. 86, puede, mediante compresión y enfriamiento, transformarse en líquido. En este estado no enrojece el tornasol ni conduce la electricidad. Pero *una solución de ácido clorhídrico, en agua*, conduce perfectamente la electricidad, enrojece el tornasol, etc. *Adquiere el carácter ácido.*

La solución en agua ha producido, pues, un cambio profundo en las propiedades del cuerpo.

La *hipótesis* dice que por la solución se han formado *iones de H y de Cl*, y es a la presencia de los iones (H) a los que habría que atribuir el carácter ácido.

Los *hechos* son inmutables. Las *hipótesis* pueden variar. Pero encontrar una hipótesis para *explicar* hechos extraordinarios, satisface nuestro espíritu.

HIDRÓGENO SULFURADO

Gas. Peso de 1 litro = 1 gr. 5'2.
Peso molecular: 34. Composición: azufre 32. Hidrógeno 2.

Fórmula: SH_2

El azufre se combina con el H, produciendo una sustancia gaseosa, de olor semejante al que exhala un huevo podrido; llamado *aire hediondo*, por los antiguos, y que hoy denominamos *hidrógeno sulfurado* o también *ácido sulfhídrico*, porque presenta propiedades ácidas, aunque débiles.

Preparación. — En la pág. 138 hemos visto que el azufre se combina fácilmente con metales, formando *sulfuros*.

Estas sustancias se utilizan para preparar hidrógeno sulfurado.

Puede emplearse, para ello, un aparato semejante al del esquema adjunto.

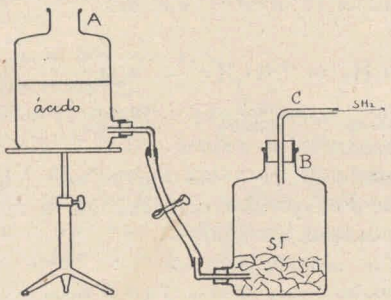


Fig. 25. Obtención del hidrógeno sulfurado.

El frasco A contiene ácido clorhídrico o ácido sulfúrico diluído (1 volumen de ácido concentrado en 10 volúmenes de agua). El frasco B, sulfuro de hierro. Si se levanta el frasco A,

como lo indica el esquema, el líquido ácido se pone en contacto del sulfuro de Fe (1) y se desprende inmediatamente SH_2. Cuando no se necesite recoger más gas, se levanta el frasco B y se baja el A, separándose así el ácido del sulfuro y deteniéndose la producción de SH_2.

El tubo de desprendimiento C puede llegar en la cuba neumática, a una probeta si se desea obtener el gas o hacerlo burbujear en *agua hervida* si se desea una solución de ácido sulfhídrico.

Es conveniente lavarlo antes, haciéndolo pasar por un frasco lavador (ver pág. 87) que contenga agua hervida. Es *poco soluble:* se disuelven 3 volúmenes de gas en 1 volumen de agua.

Es muy tóxico

Es necesario asegurarse de que los tapones ajusten bien, pues *el gas SH_2 es extraordinariamente tóxico.* Si se respira en cantidad puede producir la muerte (2). Conviene obtenerlo y manipularlo bajo una chimenea de buen tiraje o al aire libre. Afortunadamente, su olor hediondo nos advierte de su presencia en la atmósfera y nos pone en guardia contra él.

Las reacciones que se han producido en el frasco B, son las siguientes:

$$SFe + 2ClH = Cl_2Fe + \boxed{SH_2}$$

Sulfuro de Fe — Acido clorhídrico — Cloruro de Fe — Hidrógeno sulfurado

$$SFe + SO_4H_2 = (SO_4)Fe + \boxed{SH_2}$$

Sulfuro de Fe — Acido sulfúrico — Sulfato de Fe — Hidrógeno sulfurado

El ClH o el SO_4H_2 desalojan al SH_2 de los sulfuros.

Se desprende el SH_2 y las nuevas sales, cloruro de Fe o sulfato de Fe, quedan disueltas en el agua que habíamos añadido a los ácidos.

(1) Pueden emplearse otros sulfuros. El que se indica en el esquema es el más práctico.

(2) Este gas se produce siempre que se pudren materias orgánicas que contengan S. Se formará por lo tanto en las cloacas y en los depósitos de estiércol. Los obreros encargados de la desagradable tarea de desagotar los "pozos ciegos" (depósitos de materia fecal) sufren a veces un envenenamiento agudo que les produce una muerte casi instantánea. Caen como fulminados por un golpe en el cráneo. Le llaman, por eso, "golpe de plomo". La aspiración brusca de gran cantidad de gases tóxicos y la falta de oxígeno, les provoca una inhibición de los centros respiratorios y luego la muerte por asfixia.

Propiedades.

Experiencia: Llénese en la cuba neumática una probeta con este gas. Manténgase la probeta boca arriba (es más pesado que el aire), tapada con un disco de vidrio.

Acido débil

Agréguese un poco de tintura de tornasol y agítese. El color cambia lentamente al rojo vinoso y no al rojo vivo como producía el Cl H o el SO_4H_2. *Estos son ácidos fuertes. El SH_2 es un ácido débil.*

Utilizando la hipótesis que explicamos en pág. 164, diremos que *las soluciones de ácido sulfhídrico contienen escasa proporción de iones H.*

Experiencia: Hágase funcionar el aparato que representamos en pág. 167. Después de haber eliminado el aire que pudiera contener, dejando que se desprendan las primeras porciones, se *inflama el gas* en la punta del tubo de desprendimiento.

Arde con llama azul y produce SO_2

El SH_2 arde con llama azul. Se nota el olor característico del anhidrido sulfuroso. Ha ocurrido, pues, lo siguiente:

$$2SH_2 + {}_3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$$

Como vemos, el SH_2 se oxida.

Es un cuerpo reductor.

Reductor

Si se disuelve en agua, al poco tiempo la solución se enturbia, porque se forma azufre, extremadamente dividido que flota en el agua y poco a poco se deposita después, en el fondo del frasco que contiene la solución.

Ocurre que el aire que está disuelto en el agua empleada, actúa sobre el SH_2, produciendo la siguiente reacción:

Por oxidación deja un residuo de S.

$$2SH_2 + O_2 = S_2 + 2H_2O$$

La ecuación con que expresamos *la combustión del SH_2* fué una *oxidación completa:* se oxidaron los dos componentes del SH_2. Esta que acabamos de representar, es una *oxidación incompleta.* Siendo escasa la pro-

porción de O_2, que se pone en contacto con el SH_2, se oxida sólo el componente más oxidable: el H.

Por eso dijimos al principio del capítulo que debía disolverse el SH_2 en agua hervida: la ebullición le quita al agua la mayor parte del aire que contiene disuelto.

Formación de precipitados con distintos iones metálicos

Con la experiencia siguiente demostraremos la propiedad del SH_2, que lo hace tan útil en los laboratorios de análisis químicos.

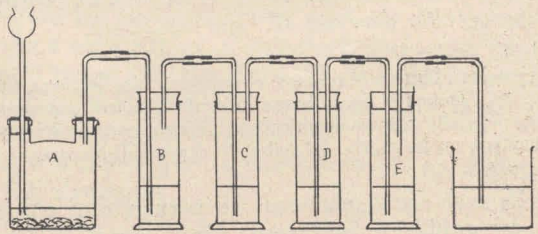


Fig. 26. Precipitación de varios sulfuros.

Se hace pasar SH_2 desprendido del frasco A por los frascos B C D y E, que contienen *soluciones diluídas* de las siguientes sales: *sulfato de cobre; acetato de plomo; cloruro de arsénico; cloruro de antimonio,* respectivamente. Poco a poco se van formando en los frascos los siguientes precipitados:

en B precipitado negro de Sulfuro de cobre
en C » » » » plomo
en D » amarillo » » » arsénico
en E » anaranjado » » » antimonio

Lo que ha ocurrido en los frascos es lo siguiente:

$$SO_4Cu + SH_2 = \underset{\text{precip. negro}}{SCu} + SO_4H_2 \text{ (frasco B)}$$

y una reacción semejante en los demás.

Se forman sulfuros metálicos y ácidos diluídos (hemos empleado soluciones muy diluídas en los frascos).

Los sulfuros formados *no son solubles* en los ácidos que en esas reacciones se producen, y la reacción continúa hasta que *todo el metal* de las sales empleadas es *separado* por el azufre del SH_2. Esta propiedad se aprovecha en los laboratorios para reconocer el metal que forma parte de las sales, aunque éstas estén en pequeñísima proporción.

Esta *facilidad de formar sulfuros* que presenta el SH_2, se manifiesta también en presencia de metales libres.

Por ej.: introdúzcase en una probeta llena de SH_2 láminas de plata o cobre o plomo brillantes, y se verán cubrir de una capa opaca y oscura, pues se forma SAg_2; SPb; SCu, que son *negros*. A esto se debe que las pinturas de los cuadros de adorno (pinturas a base de plomo) se ennegrezcan con el tiempo, pues siempre existen en el aire vestigios de SH_2.

Reconocimiento del SH_2. — Además de su olor tan hediondo, se reconoce este gas por medio de soluciones de *sales de plomo*. Se emplea habitualmente acetato de Pb o nitrato de Pb, pues estas sales son *muy sensibles* a la acción del SH_2.

Se mojan tiras de papel de filtro con dichas soluciones y se acercan a la boca del recipiente que contenga el gas. Se forma *sulfuro de Pb*, que ennegrece el papel.

Neutralización del SH_2. — En la experiencia descripta en pág. 170, vemos que al final de la serie de frascos con las soluciones de sales, colocamos un vaso con líquido. Este contiene solución de hidróxido de sodio o hidróxido de potasio. Cualquiera de estas dos *bases* retiene el SH_2, formando sulfuros. Según la pro-

porción recíproca de SH_2 y de hidróxido se formará lo siguiente:

$$\underset{\text{Hidrógeno sulfurado}}{SH_2} + \underset{\text{Hidróxido de Na}}{NaOH} = H_2O + \underset{\text{Sulfuro ácido de Na}}{SH\,Na}\ (1)$$ (sulfuro ácido de sodio llamado sulfhidrato de Na)

$$SH_2 + 2NaOH = 2H_2O + S\,Na_2$$ (sulfuro de sodio)

Tanto el sulfhidrato como el sulfuro de sodio son muy solubles en agua. De esta manera el SH_2 que por haberse producido muy rápidamente, hubiera pasado a través de las sales, sin reaccionar sobre ellas, se transforma en sulfuro, que queda disuelto, evitándose así la acción tóxica del SH_2.

(1) Le llamamos sulfuro ácido porque no se ha neutralizado todo el H del SH_2, pero no presenta reacción ácida (como la presentaba el sulfato ácido de Na) proque no produce iones de H. Al disolverse en agua se ioniza así:

$\overset{-}{SH}$ $\overset{+}{Na}$ y es por tanto neutro.

CAPÍTULO XIII

NITRÓGENO

Símbolo: N. Gas.- Peso de 1 litro: 1 gr. 250. Peso molecular: 28. Peso atómico: 14. Tri y pentavalente.

Hemos tenido oportunidad de referirnos a este elemento, en otro capítulo. En pág. 33 vimos cómo podía separarse el Nitrógeno, que, mezclado con el Oxígeno, constituye el aire atmosférico.

Forma los 4/5 volúmenes del aire atmosférico

Su proporción en el aire es preponderante. En cifras redondas puede el alumno retener que:

En 1 volumen de aire existen $\frac{4}{5}$ *de N y* $\frac{1}{5}$ *de O*

y siendo *indiferente*, desde el punto de vista de *sus afinidades químicas*, se explica su acción de atenuante del oxígeno, que desempeña en el aire atmosférico.

En efecto: la propiedad característica de este elemento es la *dificultad con que se combina directamente* con otros elementos. Aun calentado fuertemente en presencia de metales, permanece sin combinarse. Esto lo interpretamos como una resistencia particular de su molécula (N_2) a *disociarse* en sus átomos, frente a otros elementos (1).

Sin embargo, pasando sobre *magnesio* calentado fuertemente, se combina con él, formando *nitruro de magnesio*.

(1) Recordemos la facilidad con que se combinaban el cloro, oxígeno, azufre, etc., a temperaturas altas, con los metales.

$$3Mg + N_2 = N_2Mg_3 \quad \left[\begin{array}{l}\text{Magnesio: bivalente.}\\ \text{Nitrógeno: trivalente.}\end{array}\right]$$

y también lo hace con un metal más raro, el *litio*.

Con el *calcio* forma una sustancia de *gran valor biológico*.

El Ca se combina con el carbono a altas temperaturas, formando

$$\boxed{C_2Ca} \text{ (carburo de calcio)}$$

Calcio Cianamida

y éste fija, a alta temperatura, el N, combinándose con él y formando

$$\boxed{C\,CaN_2} \text{ (calcio cianamida)} \left[Ca=N-C=N\right] \begin{array}{l}\text{N=trivalente}\\ \text{Ca=bivalente}\\ \text{C=tetravalente}\end{array}$$

que se utiliza en gran cantidad como *abono de la tierra* cultivable. (Ver más adelante).

Esta inercia o dificultad para combinar el N_2 libre, se transforma en una extraordinaria actividad, cuando el N está combinado.

Es el elemento principal de los protoplasmas

Los *compuestos* que forma el nitrógeno *son numerosísimos* y su importancia para la vida es muy grande. El *protoplasma celular* de vegetales y animales está formado principalmente de albúminas y en éstas *el componente principal es el N*.

Diremos, entonces, que la molécula del N_2 manifiesta poca actividad química y el átomo de N, en cambio, se presta a producir gran variedad de compuestos.

El gas nitrógeno se licua a — 194°, produciendo un líquido *incoloro*. (Ver oxígeno).

El gas nitrógeno es menos soluble en agua que el oxígeno; por eso el aire disuelto en el agua, que sirve para la respiración de animales acuáticos, contiene 1 parte de O y 2 partes de N, y no 1 parte de O y 4 partes de N, como existe en el aire atmosférico.

De los compuestos del nitrógeno estudiaremos dos:

el amoníaco: NH_3
y *el ácido nítrico:* NO_3H

ÁCIDO NÍTRICO

Líquido. Hierve a 86°. Densidad: 1.56. Peso molecular: 63. Composición: N = 14. O = 48. H = 1.

Fórmula: NO_3H.

Estado natural. — Existen en Chile, Perú y Bolivia yacimientos muy ricos de una sustancia llamada *salitre*, que es la sal de sodio de este ácido. En Egipto y en la India, después que se retiran o se evaporan las aguas de inundación del Nilo y del Ganges, la tierra se cubre de eflorescencias blancas (salitre) (NO_3K). En las paredes de los establos se observa también estas incrustaciones de salitre. Otros yacimientos de menor importancia que los citados al principio existen en California y en el Sahara, cerca del lago salado de Timinun.

Se forma en la naturaleza por oxidación del amoníaco

El *origen de estos salitres* es el mismo: siempre que materias orgánicas nitrogenadas (sobre todo de origen animal) se encuentren en el suelo, abandonadas a la putrefacción, producen amoníaco, el cual es oxidado por la acción de *bacterios* que existen en el *humus* vegetal y se les denomina *bacterios nitrificans*. Ellos fijan el oxígeno del aire y actúan luego sobre el amoníaco como un oxidante:

$$\underset{\text{Amoníaco}}{NH_3} \xrightarrow[\text{Bácilos nitrificans}]{O} H_2O + \underset{\text{Acido nítrico}}{NO_3H}$$

El ácido formado es inmediatamente neutralizado por las *bases* que se encuentran en la tierra, y así se forma:

$$\underset{\text{ácido nítrico}}{NO_3H} + \underset{\text{hidróxido de Na}}{Na.OH} = H_2O + \underset{\text{nitrato de sodio (salitre)}}{NO_3Na}$$

Preparación. — En pág. 71 hemos obtenido en tubo de ensayo, el ácido nítrico. Si se desea obtenerlo en mayor cantidad, se procede como sigue:

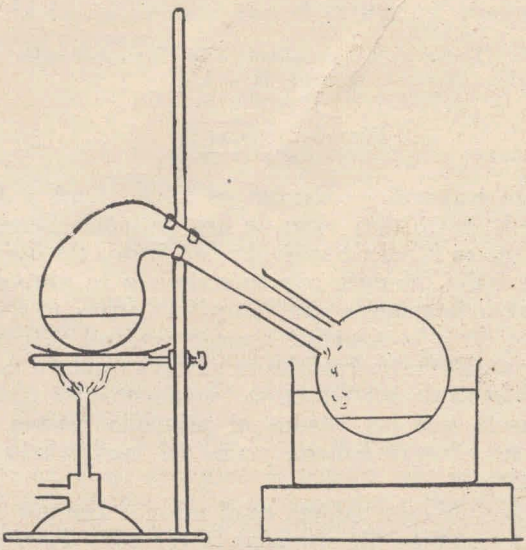


Fig. 27. Obtención del ácido nítrico.

Se introduce en la retorta el salitre (nitrato de sodio) o también nitrato de potasio, secos y luego el ácido sulfúrico concentrado. Se adapta el balón, cuidando de que el cuello *no ajuste* la retorta (como lo indica el esquema). El baño contiene agua fría, que puede renovarse a medida que se caliente. Se calienta la retorta como lo indica el esquema y se produce la siguiente reacción:

$$NO_3Na + SO_4H_2 = (SO_4H)Na + \boxed{(NO_3)H}$$

nitrato de sodio — ácido sulfúrico — sulfato ácido de sodio — ácido nítrico

Se desaloja de los nitratos por medio del SO_4H_2

El ácido sulfúrico ha actuado, como ya sabemos, *desalojando al ácido nítrico de su sal.* (Ver pág. 72).

Parecería que si se emplearan las proporciones que corresponden a 2 moléculas de NO_3Na, se obtendría sulfato neutro de sodio, pero no es conveniente, porque, para ello, es necesario calentar más fuertemente, y, en tal caso, el ácido nítrico formado se descompone como veremos más adelante.

De acuerdo a la ecuación expresada, deberíamos emplear las siguientes proporciones:

NO_3Na representa: $N = 14$. $O_3 = 16 \times 3 = 48$. $Na = 23$. Total: 85
SO_4H_2 » $S = 32$. $O_4 = 16 \times 4 = 64$. $H_2 = 2$. » 98

85 partes de nitrato de sodio para 98 de ácido sulfúrico, y así obtendríamos 63 partes de ácido nítrico.

(N = 14 O_3 = 48 H = 1. Total: 63)

Como no necesitaremos tanta cantidad de ácido, para las experiencias que efectuaremos con él, emplearemos menos salitre: p. ej.: 40 partes. ¿Cuánto necesitaremos de SO_4H_2?

Razonemos así:

Si 85 partes de salitre exigen 98 de SO_4H_2
40 » » » » x » »

para que se cumpla la Ley de las proporciones definidas.

Aplicación de la ley de Proust.

Efectuando la operación resulta: 46 partes de SO_4H_2. En la práctica se emplea un poco más de SO_4H_2 y así se asegura *el desalojo* de la totalidad del ácido nítrico del salitre empleado. Colóquense entonces en la retorta 40 gramos de salitre y 50 gramos de SO_4H_2.

Se calienta suavemente y pronto se desprende el ácido nítrico en *estado de vapor* (hierve a 86°), que al llegar al balón enfriado, se condensa acumulándose allí (1).

El sulfato ácido de sodio queda en la retorta. Cuando la operación ha terminado, se deja enfriar la retorta, y luego se añade un poco de agua hasta disolver la masa sólida que se ha formado allí; se filtra y se deja en reposo en un cristalizador o en un vaso, para que cristalice.

Si el alumno ha observado bien, habrá notado que al principio y al final de la operación se producen en

(1) El alumno ya podrá deducir *que con cualquier nitrato, se producirá ácido nítrico*, en presencia de SO_4H_2.

El ácido nítrico se descompone por el calor.

la retorta *vapores de color rojo*. Se deben a la *poca estabilidad del* NO_3H, por la acción del calor.

El ácido nítrico calentado, se descompone así:

$$2NO_3H = \boxed{H_2O} + \boxed{N_2O_4} + \boxed{O}$$

agua — anhidrido nitroso-nítrico (vapores rojos) — oxígeno (1)

Acido fumante

y estos *vapores rojos de anhidrido nitroso nítrico se disuelven* en el ácido nítrico que se ha condensado en el balón, produciendo lo que habitualmente se denomina *ácido nítrico fumante* y que presenta una coloración amarillo rojiza.

Propiedades. — El ácido nítrico puro es un *líquido incoloro* que hierve a 86°. Se solidifica a —42°.

Se mezcla con el agua en todas proporciones y al mezclarse con ella, disminuye de peso específico: en efecto, un ácido de densidad 1,53 (a 15° de temperatura) es ácido puro (100 % de ácido); un ácido de 1,40 de densidad (el que se denomina ácido nítrico comercial) contiene 65 % de ácido nítrico y 35 % de agua. Por el peso específico de las soluciones podemos, pues, deducir *la riqueza en ácido.*

Ejemplo:

Densidad	1.10,	la	solución	contiene	17 %	de	ácido	
»	1.15	»	»	»	25 »	»	»	
»	1.20	»	»	»	32 »	»	»	
»	1.25	»	»	»	40 »	»	»	
»	1.30	»	»	»	47 »	»	»	
»	1.35	»	»	»	56 »	»	»	
»	1.40	»	»	»	65 % ac.	» concent.	» ordin.	
»	1.45	»	»	»	77 %	»	»	
»	1.50	»	»	»	96 »	»	»	

(1) El ácido sulfúrico sufría una descomposición semejante en $SO_2 + O + H_2O$, pero exigía muy alta temperatura. El ácido nítrico se descompone a menor temperatura que aquél.

El ácido nítrico es *un ácido fuerte*, pero en él predominan y son características sus **propiedades oxidantes.**

Gran oxidante

Hemos visto, en efecto, cuando lo preparamos, que se *descompone en parte, desprendiendo oxígeno.* Si se pone en presencia de sustancias reductoras, ese oxígeno actuará sobre ellas con gran energía, puesto que el ácido produce oxígeno en estado atómico. (Ver pág. 109).

Oxidaciones con el NO_3H.

Experiencias: **a) Materias orgánicas.**

Combustión rápida de sustancias orgánicas

Se hace hervir en el tubo de ensayo un poco de ácido nítrico fumante (rojo). Cuando hierva, se presentan a la acción de sus vapores (véase esquema) hilos de lana o crin de caballo. La lana y la crin *se inflaman.*

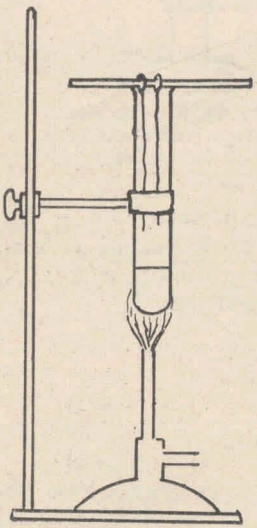


Fig. 28. Oxidación de sustancias orgánicas por el ácido nítrico.

En el mismo ácido hirviendo, retírese la varilla y échese un pedacito de *carbón inflamado.* Al ponerse en contacto con la superficie del líquido, continuará ardiendo violentamente, aunque se retire el tubo del fuego.

b) Metaloides.

Se producen ácidos con los metaloides

Sobre ácido nítrico hirviendo, échese un *trocito* de fósforo: **violenta reacción.** El fósforo se inflama, produciendo ácido fosfórico.

Igual experiencia con S: se produce ácido sulfúrico.

c) Metales.

Se disuelven los metales

Todos los metales son atacados violentamente por el NO_3H. Hágase la experiencia con cobre (acción muy intensa) plomo, plata, hierro, zinc (no es necesario calentar).

En todos estos casos se producen *nitratos* que son solubles. Por eso se dice que **el ácido nítrico disuelve todos los metales.**

El *oro* y el *platino resisten su acción.* Ya vimos que los antiguos llamaron al oro, por esta resistencia, el rey de los metales. Estos también se conocen como *metales nobles.*

Esta acción, tan brillante e intensa, del NO_3H sobre los metales, era conocida por los alquimistas de la Edad Media y lo llamaron, por eso, *agua fuerte*. Lo que ahora, en la técnica del grabado sobre metales, se denomina grabado al agua fuerte, consiste en cubrir el metal que se quiere grabar con una capa de barniz y luego, con un punzón afilado, dibujar sobre esta capa lo que quiera grabarse. Luego se pasa un pincel mojado en NO_3H diluído, que ataca el metal que ha quedado al descubierto por el trazado hecho con el punzón.

Grabado al "agua fuerte"

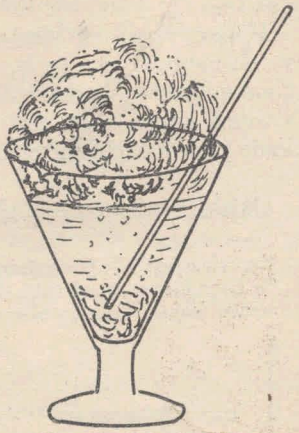


Fig. 29. El ácido nítrico ataca violentamente a los metales.

Interpretación de estas experiencias. — En todos los casos en que el ácido nítrico *oxida, se desprenden en abundancia vapores muy densos, sofocantes, de color rojo.* El NO_3H se descompone así:

Cuando el NO_3H oxida se desprenden "vapores rutilantes"

2 moléculas de ácido nítrico

$$\begin{matrix} O=N\diagdown\!\!\diagup O \\ \qquad\quad\ \ OH \\ O=N\diagdown\!\!\diagup OH \\ \qquad\quad\ \ O \end{matrix} \longrightarrow H_2O + \begin{matrix} O=N=O \\ \quad\ | \\ O=N=O \end{matrix} + O$$

(N_2O_4)

y es el N_2O_4, llamado anhidrido nitroso-nítrico, el vapor rojo al que aludimos. (Ver más adelante).

El oxígeno que ha quedado libre se une a la sustancia reductora, *oxidándola totalmente.*

Repase el alumno lo que dijimos en pág. 156. Entonces aprendimos que el ácido sulfúrico concentrado

presentaba propiedades oxidantes. Calentado fuertemente en presencia de azufre, oxidaba a éste hasta transformarlo en SO_2.

El NO_3H, en cambio, oxida al S sin necesidad de calentarlo mucho, y lo transforma en SO_3 de la manera siguiente:

$$2NO_3H = H_2O + N_2O_4 + O$$

2 moléculas de NO_3H producen 1 átomo O.
6 moléculas de NO_3H producirán 3 átomos O.

$$1)\ \underset{\text{ácido nítrico}}{6NO_3H} = \underset{\text{agua}}{3H_2O} + \underset{\substack{\text{anhidrido}\\ \text{nitroso}\\ \text{nítrico}}}{3N_2O_4} + 3O$$

$$2)\ S + 3O = \underset{\substack{\text{anhidrido}\\ \text{sulfúrico}}}{SO_3}$$

$$3)\ SO_3 + H_2O = \underset{\text{ácido sulfúrico}}{SO_4H_2}$$

las ecuaciones N° 1, 2 y 3 representan *momentos* de una reacción final, pues, cuando termina el fenómeno, no obtenemos todos los productos enunciados, sino solamente *agua*, *anhidrido nitroso-nítrico* (1) y *ácido sulfúrico*. Sumando, pues, esos tres momentos o esas tres *fases de la reacción*, resulta expresada en su totalidad.

$$6NO_3H + S = 3N_2O_4 + 2H_2O + SO_4H_2$$

ecuación muy complicada y que se simplifica y se hace comprensible, descomponiéndola, como hemos hecho, en sus tres fases.

Si son metales los que actúan sobre el NO_3H, se forman *nitratos* del metal, como ya dijimos, por dos mecanismos.

(1) Suele denominarse "vapores rutilantes" por su color.

Actúa sobre los metales como ácido y como oxidante

1.°) Siendo el NO_3H *un ácido fuerte*, reaccionará con algunos metales abandonando su H. Así actuarán el Fe, Mg, Zn, Pb, etc. (Pág. 90).

Por ejemplo:

$$2NO_3H + Pb = \underset{\text{nitrato de Pb}}{(NO_3)_2Pb} + \boxed{H_2}\uparrow$$

pero *el H, siendo un elemento reductor*, tan pronto como queda libre, actúa con la *máxima actividad* que demuestran los elementos en *estado naciente* o atómico y reduce a otra porción de NO_3H (1)

En ambos casos forma nitratos

$$2NO_3H + 2H = 2H_2O + N_2O_4$$

formando agua y desprendiéndose los "vapores rutilantes".

2.°) Si el metal que se pone en contacto con el NO_3H no desaloja su H, entonces las reacciones ocurren de un modo análogo a la que estudiamos en el capítulo del ácido sulfúrico.

1) $2NO_3H + Cu = (Cu\,O) + H_2O + N_2O_4$ (primera faz)

2) $2NO_3H + (Cu\,O) = (NO_3)_2\,Cu + H_2O +$ (segunda faz)

Ecuación final:

$$4NO_3H + Cu = 2H_2O + \underset{\text{Nitrato de Cu}}{(NO_3)_2Cu} + \boxed{N_2O_4}\uparrow$$

y se desprenden vapores rutilantes.

(1) Por eso no puede emplearse el NO_3H para obtener H a pesar de ser un ácido fuerte, pues la mayor parte del H del ácido no se desprende, porque es oxidado por el ácido nítrico.

Esta actividad que el H presenta en estas condiciones, la denominamos "estado naciente" y suponemos que se debe a los *átomos* de H que se desprenden de la molécula del ácido y que antes de reunirse y formar moléculas de H (H_2), actúan sobre otras moléculas del NO_3H, reduciéndolo.

Y esta hipótesis del "estado atómico" se funda en que si se burbujea H gaseoso (molecular H_2) en un recipiente que contenga NO_3H, no se produce la reducción de éste (ver pág. 110).

Agua Regia. — Hemos visto (en pág. 158) que el oro y el platino resisten a la acción de éste y de cualquier otro ácido. Pueden disolverse, sin embargo, en una mezcla formada con una parte de NO_3H y cuatro partes de HCl. Puestos los metales citados en contacto con esta mezcla, se disuelven, porque se forman *cloruros de oro* y de *platino*, que son solubles. Esto no puede obtenerse con HCl solo. La mezcla actúa porque el NO_3H, siendo un oxidante enérgico, oxida al HCl (ver página 95), dejando el cloro en libertad, el que, en esas condiciones, actúa sobre dichos metales produciendo cloruros. Esto es un ejemplo más de la energía que demuestran los elementos en "estado naciente". La mezcla a que nos referimos se denomina agua regia por disolver al oro, "el rey de los metales".

El agua regia produce cloro en "estado naciente"

Reconocimiento del ácido nítrico. — El ácido nítrico puede reconocerse por varias reacciones:

a) actuando sobre una solución de *índigo* (azul) la decolora (por oxidación).

b) puesto en contacto con laminitas de cobre y calentado, desprende abundantes *vapores rojos* (de N_2O_4).

c) puesto en contacto con la piel, la tiñe de amarillo (1).

Importancia del ácido nítrico. — Sus sales, los *nitratos* de sodio, potasio o calcio son *abonos* de la tierra cultivable: las plantas transforman esas sustancias en *albúminas* (parte principal del protoplasma de las células) por un misterioso proceso químico, que estamos muy lejos de poder imitar en nuestros laboratorios.

Nitratos son abonos de la tierra

(1) Para verificar esta experiencia (poco recomendable) debe diluirse el ácido (1 de ácido + 2 de agua), pues de otro modo sería muy cáustico.

El ácido nítrico, combinado con la *glicerina*, produce nitro-glicerina: sustancia explosiva muy empleada. Con el *algodón*, se combina también, produciendo otro explosivo: el algodón pólvora, que la industria, con disolventes apropiados, transforma en *seda vegetal*.

Gran cantidad de ácido nítrico se utiliza en la fabricación del ácido sulfúrico. (Véase pág. 153).

Y en muchas otras operaciones, muy largas de enumerar, se emplea este ácido, que tiene para la industria química tanta importancia como la que atribuimos al ácido sulfúrico.

COMPUESTOS OXIGENADOS DEL N

Hemos visto, en pág. 80, que existen cinco combinaciones distintas del N con el O. Les llamamos los *óxidos del* N y constituyen un ejemplo muy demostrativo de la Ley de las proporciones múltiples.

Estos compuestos tienen por fórmula:

1) N_2O | se denominan *óxidos* porque, combinados con
2) N_2O_2 | agua, no dan ácidos.

3) N_2O_3 | Deben denominarse *anhidridos* porque se com-
4) N_2O_4 | binan fácilmente con el agua, produciendo
5) N_2O_5 | ácidos.

El N.° 1 lo llamaremos: sub-óxido de nitrógeno
» » 2 » » : óxido » »
» » 3 » » : anhidrido nitroso
» » 4 » » : » nitroso-nítrico
» » 5 » » : » nítrico

Sub-óxido de N.

Peso molecular: 44. Composición: N = 28. O = 16. Fórmula N_2O. Estructura:



Es un gas incoloro, dotado de *fuertes propiedades oxidantes.*

Se asemeja al oxígeno, pues mantiene la combustión de una sustancia que arde, porque se disocia con facilidad en N y O.

Presenta una propiedad muy original: respirado, produce una *embriaguez alegre*, que se manifiesta en el

individuo que lo ha aspirado por risas desordenadas. Los antiguos le llamaron por eso *gas hilarante* (produce hilaridad). Después de este efecto, si se continúa absorbiendo, produce anestesia (pérdida de sensibilidad) y embotamiento cerebral. Se utiliza como anestésico en casos de intervenciones quirúrgicas de poca duración. Se disuelve en agua.

Oxido de N.

Peso molecular: 30. Composición: N = 14. 0 = 16. Fórmula: NO.

Este compuesto nos demuestra, por su fórmula, que el N, que se manifiesta tri y pentavalente (como hemos dicho), funciona, en este caso, como bivalente o sino que el cuerpo sería un compuesto no saturado.

La *fórmula doble* (N_2 O_2) que le asignamos al principio de este capítulo, tenía por objeto demostrar la *regularidad* en la proporción del oxígeno en esos compuestos.

Es un *gas incoloro* que se produce por *reducción* de los óxidos superiores del N mediante reductores, como el C, P, SO_2.

Es *tóxico* y *no debe respirarse.*

Su propiedad característica es la facilidad con que se combina con el oxígeno del aire, a la temperatura ordinaria, produciendo NO_2.

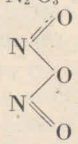
$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

que llamamos anhidrido nitroso-nítrico, de color rojo. Por eso dijimos que *siempre que el ácido nítrico oxida, se producen estos vapores rojos*, pues, aunque se forme NO por descomposición del NO_3H, el gas NO, al desprenderse y ponerse en contacto con el aire, se transforma inmediatamente en NO_2 (vapores rutilantes).

Anhidrido nitroso.

Peso molecular: 76.
Composición: N = 28. O = 48.
Fórmula: N_2O_3

Estructura:



Esta sustancia, que se produce por *reducción del ácido nítrico*, en circunstancias especiales, es un *líquido*, sólo estable a temperaturas muy bajas. Ya a la temperatura de —2° se descompone en:

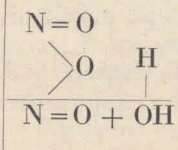
$$\underset{\text{Oxido de N}}{NO} + \underset{\text{Anhidrido nitroso nítrico}}{NO_2}$$

desprendiendo, pues, abundantes vapores rutilantes.

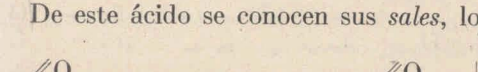
Tiene importancia teórica por ser el anhidrido de un ácido que sólo existe en solución (como ocurría con el ácido sulfuroso).

Este ácido es el *ácido nitroso*, que se formaría por la unión de este anhidrido con el agua:

$$N_2O_3 + H_2O = \underset{\text{2 moléculas de ácido nitroso}}{2NO_2H}$$



De este ácido se conocen sus *sales*, los *nitritos*



(NO_2Na)

Anhidrido nitroso-nítrico.

Peso molecular: 46 que corresponde a la fórmula NO_2 y 92 que corresponde a N_2O_4.

Esta sustancia es la más importante de todos los productos derivados del ácido nítrico por reducción, y que aún contienen oxígeno.

Las dos fórmulas que le hemos asignado corresponden a los dos estados en que puede existir.

Es un líquido de color rojo hasta 26° de temperatura. Si se enfría mucho, va aclarando su color hasta hacerse incoloro a -10°. Si se eleva la temperatura por encima de 26°, emite vapores rojos oscuros, al mismo tiempo que el líquido se colorea de rojo.

Lo que ocurre es que su molécula, cuando el cuerpo presenta el estado líquido, tiene por fórmula N_2O_4 y, mediante *poco aumento* de temperatura, *se disocia* en NO_2. Según la temperatura a que esté sometido, habrá una mayor o menor proporción de moléculas disociadas y, por lo tanto, mayor o menor coloración roja.

Podemos expresar este fenómeno de la manera siguiente:

$$N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$$

que expresa *un estado de equilibrio o ecuación reversible*, cuya dirección depende de la temperatura. A mayor temperatura, mayor disociación y mayor producción de vapores rojos. A menor temperatura, se condensan las moléculas gaseosas y disminuye el color.

Debemos interpretar su estructura de la manera siguiente:

$$1)\quad \begin{matrix} O=N=O \\ | \\ O=N=O \end{matrix} \qquad y \qquad 2)\quad O=N=O$$

La fórmula N.° 1 representaría el líquido. Los átomos de N funcionan como *pentavalentes*. La fórmula N.° 2

representa el gas. El N funcionaría como *tetravalente*, y podemos, por tanto, considerarlo como un cuerpo no saturado.

Sus vapores (que hemos denominado "vapores rutilantes") poseen un olor sofocante y *son muy tóxicos.*

Llegando al contacto de nuestra epidermis la colorean de amarillo y *son muy cáusticos.*

Disolviéndose en agua fría produce lo siguiente:

$$\begin{matrix} O=N=O & & H & & & & \\ \vdots & & \vdots & & & & \\ O=N=O & + & OH & = & O=N-OH & + & O=N\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown OH\end{matrix} \\ & & & & \text{ácido nitroso} & & \text{ácido nítrico} \end{matrix}$$

ácido nitroso y ácido nítrico, razón por la cual lo hemos denominado anhidrido nitroso-nítrico.

El ácido nitroso, como ya hemos visto, es inestable. Si quisiéramos obtenerlo por este método, trataríamos los vapores rutilantes por solución de hidrato de sodio, o potasio o calcio, y así el ácido nitroso formado, como se dijo más arriba, se combinaría con las citadas *bases* produciendo *nitritos* (1).

$$\underset{\text{ácido nitroso}}{NO_2H} + \underset{\text{hidrato de Na}}{NaOH} = H_2O + \underset{\text{nitrito de sodio}}{NO_2Na}$$

$$2NO_2H + Ca\begin{matrix}\diagup OH \\ \diagdown OH\end{matrix} = 2H_2O + \underset{\text{nitrito de calcio}}{(NO_2)_2\,Ca}$$

hidrato de Ca

Los nitritos fijan con facilidad oxígeno y se transforman en *nitratos.*

Hemos dicho que el NO_2 se produce en todas las reacciones en las que el ácido nítrico actúa como oxidante.

También puede obtenerse este gas combinando direc-

(1) Se sobreentiende que el ácido nítrico también lo hará, produciendo nitratos.

tamente el N con el O. Pero, para ello (dada la resistencia de la molécula del nitrógeno (N_2) para disociarse en sus átomos), es necesario emplear gran energía. Se consigue con *la energía eléctrica.*

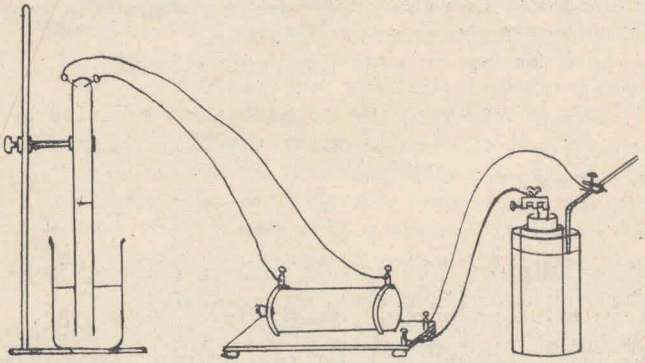


Fig. 30. Combinación del N_2 y O_2 del aire.

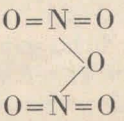
Las chispas de inducción que descargan dentro del tubo que contiene *aire* (mezcla de N_2 y O_2) producen *la combinación* del N_2 y el O_2. *El volumen del aire disminuye* y la atmósfera del tubo se colorea de rosado (producción del NO_2).

Síntesis del NO_2

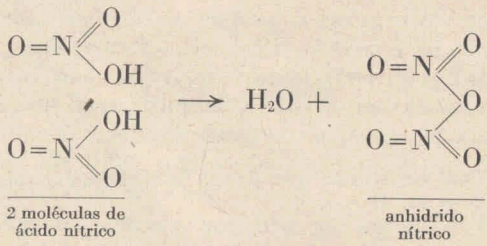
Esta posibilidad de *síntesis* ha sido el punto de partida de un proceso industrial de una importancia enorme para la vida: producir por este medio NO_2 y transformarlo por combinación con las *bases* en nitritos y nitratos que, ya hemos visto, son abonos de la tierra de cultivo.

Anhidrido nítrico.

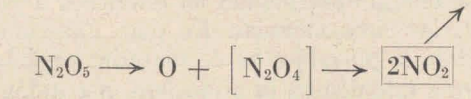
N_2O_5 Su estructura:



Sustancia que se obtiene quitando los elementos del agua al ácido nítrico, por medio del anhidrido fosfórico.



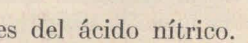
Sólido. Funde a 30°. Hierve a 50°, descomponiéndose:



y produciendo vapores rutilantes.

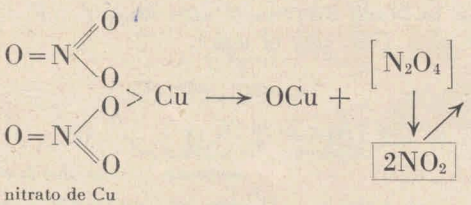
Nitratos. — Sales del ácido nítrico. *Todos solubles.* Se descomponen por el calor:

a) los de Na y K (salitres)



dando nitrito y oxígeno.

b) los de metales pesados (Fe–Pb–Cu–etc.)



produciendo vapores rutilantes, oxígeno y dejando como *residuo* el *óxido del metal.* (Ver pág. 70).

Los nitratos son, pues, *oxidantes* y *oxidantes poderosos.*

Hemos visto que la *pólvora común* estaba formada por una mezcla de salitre, carbón y azufre.

AMONÍACO

Gas. Peso de un litro: grs. 0.762. Peso molecular: 17. Composición: N = 14. H = 3.

Fórmula: NH_3

Hemos tenido oportunidad de referirnos a este cuerpo en varias circunstancias. En pág. 175 vimos cómo proviene de la putrefacción de materias orgánicas.

Se forma también en la atmósfera, por unión directa del N con el H (que existe en las capas superiores) durante las descargas eléctricas en días de tempestad. El agua de lluvia luego lo disuelve, trayéndolo a nuestro suelo.

Se produce en bastante cantidad en las fábricas del *gas de alumbrado:* éste es una *mezcla de gases* que se obtiene por destilación de la *hulla*, al abrigo del aire. La hulla es un carbón fósil, residuo de vegetales sepultados en épocas antiguas y que contiene aún sustancias orgánicas nitrogenadas. El N que forma parte de estas sustancias se desprende como *amoníaco*, cuando se calientan.

Se forma también amoníaco, descomponiendo los *nitruros* (ver pág. 173) por el agua.

$$\underset{\text{nitruro de magnesio}}{N_2Mg_3} + 6H.OH = 2\,\underset{\text{amoníaco}}{\boxed{NH_3}} + \underset{\text{hidróxido de magnesio}}{3Mg(OH)_2}$$

Propiedades. — Es un gas incoloro. Olor sofocante. Provoca un intenso lagrimeo.

Puede *licuarse* con facilidad: a la presión atmosférica se licua a −40°. Sometiéndolo, en cambio, a 6 atmósferas de presión se licua a 10° de temperatura.

El amoníaco licuado se emplea como medio refrigerante: los gases licuados tienden a volver a su estado normal absorbiendo calor. Si se hace pasar NH_3 líquido por tubos metálicos, alrededor de los cuales circula agua, el amoníaco líquido tiende a vaporizarse absorbiendo calor del agua que lo rodea, y ésta se enfría hasta transformarse en *hielo*.

Fabricación de hielo

Es extraordinariamente **soluble en agua:** 1 litro de agua a 0° de temperatura disuelve 1150 litros de este gas.

Muy soluble en agua

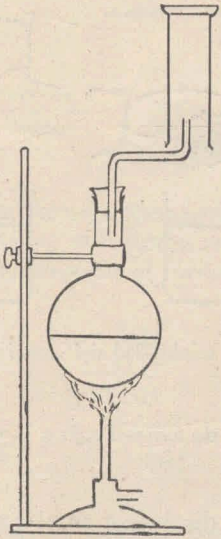


Fig. 31. — Procedimiento para llenar una probeta de amoníaco.

Experiencia: Se calienta *suavemente* un poco de solución amoniacal del comercio y el NH_3 que se desprende (con mucha rapidez) se recoge en la probeta como lo indica el esquema, por desalojo del aire que ésta contiene (véase Hidrógeno). Cuando la probeta se ha llenado de NH_3 (se nota por el olor pronunciado) se levanta suavemente y teniéndola siempre boca abajo se tapa con un disco de vidrio. Así se lleva a un recipiente con agua, donde retirando

el disco de vidrio, se verá que el agua asciende dentro de la probeta con mucha rapidez. Una parte del gas amoníaco se disuelve en el agua y disminuyendo por esa causa la presión dentro de la probeta, el agua sube. Si se agita o se hunde la probeta en el agua para establecer un *buen contacto* entre ésta y el NH_3, se consigue que el agua ascienda hasta llenar completamente la probeta.

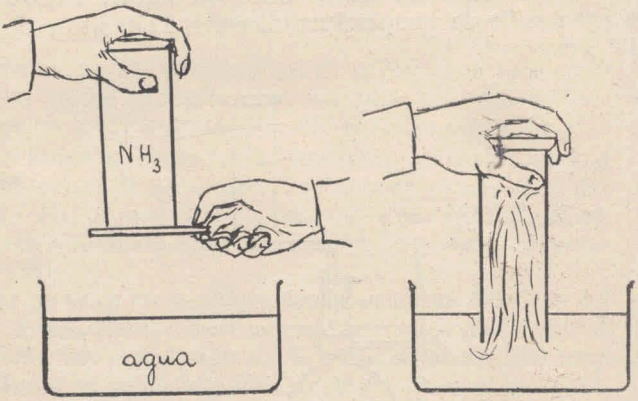


Fig. 32. — Gran solubilidad del amoníaco en el agua.

Azulea el tornasol

Agréguese un poco de *tornasol rojo* a la solución de NH_3. *Lo azulea fuertemente.*

El amoníaco, al disolverse en el agua, ha producido, pues, *una sustancia de carácter básico.*

Hemos visto que *todas las bases* reaccionan con el tornasol de la misma manera, lo azulean, y hemos atribuído esta acción al *oxidrilo* (OH) que deben contener en su molécula (ver página 148).

De acuerdo a la hipótesis de los *iones* (ver página 164), diremos que *se debe al* **ion** *(OH) la propiedad de azulear el tornasol.*

Las bases, según esta hipótesis, se ionizarían así:

$$\underset{\text{hidróxido de sodio}}{Na\,OH} \xrightarrow[\text{acuosa}]{\text{solución}} \underset{\text{ion sodio}}{(Na)^{+}} \,.\, \underset{\text{ion oxidrilo}}{(OH)^{-}}$$

$$\underset{\text{hidróxido de calcio}}{Ca\,(OH)_2} \xrightarrow[\text{acuosa}]{\text{solución}} \underset{\text{ion calcio}}{Ca^{++}} \quad \underset{\text{2 iones oxidrilos}}{(OH)^{-} \,.\, (OH)^{-}}$$

(2 cargas positivas)

$$\underset{\text{hidróxido de magnesio}}{Mg\,(OH)_2} \xrightarrow[\text{acuosa}]{\text{solución}} \underset{\text{ion magnesio}}{Mg^{++}} \quad \underset{\text{iones oxidrilos}}{(OH)^{-} \,.\, (OH)^{-}}$$

Por analogía, entonces, debemos aceptar que el NH_3 al disolverse en agua, *se combina con ella*, formándose iones oxidrilos y actúa sobre el tornasol como una base:

Solución acuosa de NH_3 contiene iones $(OH)^{-}$

$$\underset{\text{amoníaco}}{NH_3} + \underset{\text{agua}}{H.OH} = N\begin{cases} H \\ H \\ H \\ \boxed{H} \\ \boxed{OH} \end{cases}$$

El átomo de N cambiaría su trivalencia en pentavalencia (ya visto a propósito de ácido nitroso y nítrico en página 153).

y entonces la sustancia formada por esta combinación se ionizaría de la manera siguiente:

$$NH_4OH \longrightarrow (NH_4)^{+} . (OH)^{-}$$

en ion oxidrilo y el otro ion complejo al que llamamos **amonio.**

La solución de amoníaco contiene, pues, **hidrato de amonio.**

Ion amonio $[NH_4^+]$ semejante a iones metálicos

Todas las otras bases son hidratos (o hidróxidos) de metales. El *ion amonio* funcionaría entonces como un metal.

No podemos *aislarlo* como a los metales, pues si quisiéramos evaporar el agua de la solución que contiene el hidrato de amonio, desaparecería todo el amoníaco, antes que se hubiera evaporado toda el agua, lo que indica que el hidrato de amonio se descompone por el calor:

$$\underset{\text{hidrato de amonio}}{(NH_4)(OH)} \xrightarrow{\text{calor}} \underset{\text{amoníaco}}{\boxed{NH_3}} \uparrow + H_2O \ (1)$$

Sus propiedades básicas.

Experiencia: En tres capsulitas de porcelana, colóquese un poco de H Cl, SO_4H_2 y NO_3H diluídos, respectivamente. Agréguese *lentamente y agitando*, solución amoniacal del comercio. Introduciendo tiras de papel de tornasol se enrojecerán. Se continúa agregando, poco a poco, NH_3 hasta que el papel se azulee. Los ácidos han sido neutralizados.

Forma sales al combinarse con los ácidos

Evapórese después el agua, calentando las cápsulas y finalmente quedarán sales de color blanco. El NH_3 ha funcionado efectivamente como una base, pues ha formado sal, al combinarse con los ácidos.

1) $NH_4.(OH) + HCl = H_2O + \underset{\text{cloruro de amonio}}{(NH_4)Cl}$

2) $2NH_4.(OH) + (SO_4)H_2 = 2H_2O + \underset{\text{sulfato de amonio}}{(SO_4)(NH_4)_2}$

3) $NH_4.(OH) + NO_3H = H_2O + \underset{\text{nitrato de amonio}}{(NO_3)(NH_4)}$

El radical amonio en reemplazo del H de los ácidos.

Se han formado, pues, en la cápsula N.° 1: cloruro de amonio; en la N.° 2: sulfato de amonio, y en la N.° 3: nitrato de amonio.

(1) Recordar que lo análogo ocurre con el ácido sulfuroso (pág. 145)

Acción de las bases fuertes sobre las sales de amonio.

Experiencia: Colóquese en un tubo de ensayo, cualquiera de las sales de amonio obtenidas en la experiencia anterior. Agréguese un poco de *cal* (hidrato de calcio) o *soda* (hidrato de sodio) o *potasa* (hidrato de potasio) y caliéntese. Pronto se desprende abundante amoníaco, reconocible por su olor y por un papel de tornasol expuesto a la acción de sus vapores.

Ha ocurrido lo siguiente:

1) $Cl(NH_4) + Na(OH) = (NH_4)(OH) + ClNa$

cloruro de amonio — hidróxido de sodio — hidróxido de amonio — cloruro de sodio

2) $2Cl(NH_4) + Ca(OH)_2 = Cl_2Ca + 2(NH_4)(OH)$

cloruro de amonio — hidróxido de calcio — cloruro de calcio — hidróxido de amonio

se forma, pues, en ambos casos, otra sal e *hidrato de amonio*; pero, como éste es inestable ante la acción del calor, se descompone, como dijimos más arriba, en

Las bases fuertes desalojan al NH_3 de sus sales

$$NH_3 \text{ y } H_2O$$

Las bases soda, potasa, cal, desalojan, pues, al amoníaco de sus sales (1).

Esta acción es análoga a la que ejerce el SO_4H_2 sobre las sales: vimos que este *ácido fijo* (poco volátil) desaloja a los otros ácidos de sus sales.

Con las bases, ocurre que las bases fijas (cal, soda, potasa) desalojan al amoníaco por ser volátil.

Estos hechos pueden expresarse de una manera general, como lo hizo **Berthollet**, diciendo que **"en la acción de ácidos, bases y sales entre sí, se produce**

Ley de Berthollet

(1) Los antiguos llamaron por esto al amoníaco "*álcali volátil*" porque era un gas, que reaccionaba combinándose con los ácidos como los *álcalis*, nombre que daban a la potasa (del árabe *alkalja* = ceniza, porque la potasa se obtiene de las cenizas de las plantas). Esta acción de la cal, sobre las sales de NH_4, se aprovecha en los laboratorios para obtener NH_3. Se mezclan cloruro de amonio y cal apagada (secos), se colocan en un balón y se calienta.

reacción, siempre que pueda formarse una sustancia volátil o insoluble". Este enunciado se conoce como **Ley de Berthollet** y aunque no es completamente exacto, es bastante general y puede aceptarse como un medio cómodo de recordar las reacciones.

Oxidabilidad del NH_3. — El amoníaco no arde en el aire, pero sí en el *oxígeno puro.*

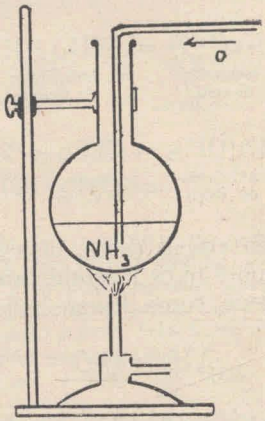


Fig. 33. — El amoníaco arde en atmósfera de oxígeno puro.

Combustión del NH_3

Experiencia: En el balón de cuello ancho se hace hervir una solución concentrada de amoníaco y por el tubo metálico se hace llegar una corriente rápida de O_2. Acercando una llama a la boca del balón, la mezcla de O_2 y NH_3, se inflama.

Esta oxidabilidad puede acelerarse por intermedio de un *catalizador.*

Experiencia: El vaso contiene una solución de amoníaco, sobre la que está suspendida una espiral de alambre de platino. Se calienta *suavemente* el amoníaco y se hace llegar una corriente de gas oxígeno. Los gases oxígeno y NH_3 de mezclan y luego se *combinan por la acción catalítica del platino.* El calor desarrollado

en la reacción, lleva el alambre al rojo y se ven producirse en el vaso *humos blancos*, muy densos de **nitrito de amonio y nitrato de amonio** y también *vapores rutilantes* (NO_2). Oxidación del NH_3

El NH_3 ha sido *oxidado por catálisis* (ver pág. 93)

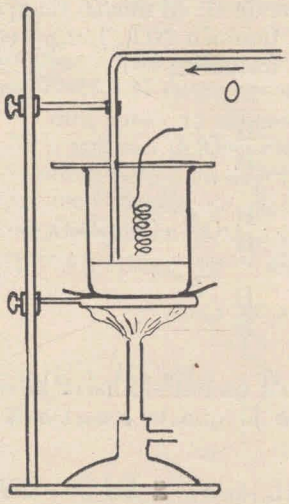


Fig. 34. — Oxidación catalítica del amoníaco.

1) $\underset{\text{amoníaco}}{4NH_3} + 7O_2 = \underset{\substack{\text{anhidrido}\\ \text{nitroso-nítrico}}}{4NO_2} + \underset{\text{agua}}{6H_2O}$

2) $4NO_2 + 2H_2O = \underset{\text{ácido nitroso}}{2NO_2H} + \underset{\text{ácido nítrico}}{2NO_3H}$

3) $2NO_2H + 2NH_3 = \underset{\text{nitrito de amonio}}{2NO_2(NH_4)}$

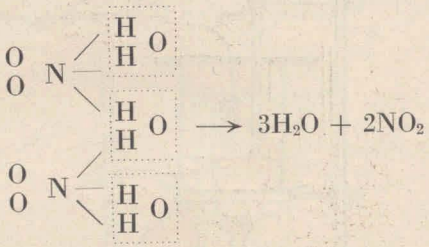
4) $2NO_3H + 2NH_3 = \underset{\text{nitrato de amonio}}{2NO_3(NH_4)}$

Representamos el amoníaco (NH_3) (fórmula del gas) en lugar del NH_4OH (fórmula de la solución) porque reaccionan igual sobre los ácidos.

Explicación:

Reacción N.° 1 $1.NH_3 + O \longrightarrow NO_2 + H_2O$

En 1 molécula de NH_3 existen 3 átomos de H, con los que se formará agua. Para formar cada molécula de agua intervienen 2 átomos de H, luego se necesitan, por lo menos, 2 moléculas de NH_3, con lo cual se dispone de 6 átomos de H. Al mismo tiempo que se forma H_2O se produce también NO_2. Luego, con 2 moléculas de NH_3 y O, se formaría:



$$\longrightarrow 3H_2O + 2NO_2$$

y para esto hemos necesitado hacer intervenir *7 átomos* de oxígeno. Con lo que la *ecuación* la representaríamos así:

$$2NH_3 + 7O \rightleftharpoons 3H_2O + 2NO_2$$

Pero, como ya sabe el alumno, el oxígeno gaseoso empleado en esta reacción existe en *forma molecular*. Luego no podemos expresar la ecuación de la manera anterior, pues debemos representar moléculas de oxígeno y no átomos. Bastará, entonces, *doblar las cantidades* de amoníaco y de oxígeno, y así resulta:

$$4NH_3 + 7O_2 = 6H_2O + 4NO_2$$

(Para la reacción N.° 2 véase pág. 189).

Fabricación de nitrato de amonio por síntesis

Esta pequeña experiencia explica un procedimiento industrial que se efectúa ahora en gran escala: se fabrica NH_3 por *síntesis directa combinando N e H mediante fuertes presiones* y luego se *oxida* el amoníaco, por acción catalítica, con el objeto de producir nitrato de amonio, tan apreciado como abono.

Reconocimiento del amoníaco. — Además de su *olor* tan pronunciado y su *carácter básico*, se reconoce el amoníaco *por su rápida combinación con el ácido clorhídrico.*

Colóquese un frasco que contenga ClH al lado de otro que contenga NH_3. Al destapar ambos frascos, se desprenden de los dos, como ya sabemos, ClH gaseoso del primero y NH_3 gaseoso del segundo, que se mezclan en el aire, combinándose en seguida y produciendo *humos blancos* muy densos de cloruro de amonio. Son *partículas* muy pequeñas de la *sal cloruro de amonio*, que flotan por un tiempo en el aire.

Fácil formación de cloruro de amonio

$$ClH + NH_3 = Cl(NH_4) \qquad \left[N \begin{matrix} H \\ H \\ H \\ H \\ Cl \end{matrix} \right]$$

Rol del ázoe en la Naturaleza. — Nos hemos extendido algo en este capítulo del Nitrógeno. Vamos a explicar por qué.

El ázoe, que no mantiene la vida cuando se lo introduce en el organismo por la respiración, representa, sin embargo, para los organismos vivos, el elemento fundamental.

Hemos visto ya (pág. 173) que en estado *libre* atenúa la acción del oxígeno, pues si éste estuviera en el aire en mayor proporción, destruiría los tejidos con gran rapidez. Es esta su primera utilidad.

Lo consideramos el elemento **fundamental** para los organismos vivos, puesto que, en forma de *combinaciones nitrogenadas*, muy complejas, interviene en la constitución del *protoplasma*, considerado como "la base física de la vida".

Vegetales y animales necesitan, pues, *el ázoe para vivir*, pero sólo los vegetales son capaces de transformar el *nitrógeno mineral en nitrógeno orgánico*, es decir, el amoníaco y los nitratos, en *albúminas*, parte principal del protoplasma.

BIBLIOTECA NACIONAL DE MAESTROS

Los animales no tienen la facultad de producir esta síntesis, y entonces deben buscar su N orgánico en los vegetales, como lo hacen los herbívoros, y en éstos como lo hacen los carnívoros, que se alimentan con ellos.

Hemos visto en este capítulo, que los vegetales sólo transforman los *nitratos* en sustancias orgánicas nitrogenadas.

Afortunadamente, la naturaleza nos ofrece depósitos de *salitre y de guano* (estiércol de pájaros marinos) (1); pero, como estos depósitos llegarán a agotarse, habrá que producir el salitre por síntesis, ya que tenemos en la atmósfera una cantidad enorme de N.

En la actualidad se emplean **dos procedimientos para obtener nitratos:**

1. *a*) se produce NH_3 por síntesis y luego se oxida por catálisis (pág. 199).

Formación de nitratos desde el NH_3

b) se produce NH_3 por medios químicos, descomponiendo cianamida cálcica (pág. 174), que se mezcla con la tierra pobre en N. La humedad la descompone.

$$\underset{\text{cianamida}}{CaCN_2} + 3H_2O = 2NH_3 + \underset{\substack{\text{carbonato}\\ \text{de Ca}}}{CO_3Ca}$$

el NH_3, luego, es oxidado en la tierra por bacterios, como hemos visto (pág. 175).

2. Se producen nitratos combinando directamente el N_2 con el O_2 atmosférico. Para esto se necesita *consumir gran cantidad de energía eléctrica.*

Actualmente se efectúa esta operación en gran escala, principalmente en Noruega. (Ver exp. pág. 190).

Formación de nitratos por síntesis

La industria recoge en cal el NO_2, formado por la energía eléctrica, y produce así *nitrato de calcio*, que sirve de abono.

Este mismo proceso se produce durante las tormentas. Las descargas eléctricas forman NO_2 (con el N_2 y el O_2 del aire), y éste, combinándose con el NH_3,

(1) Abandonado al aire, se oxida transformándose lentamente en nitratos.

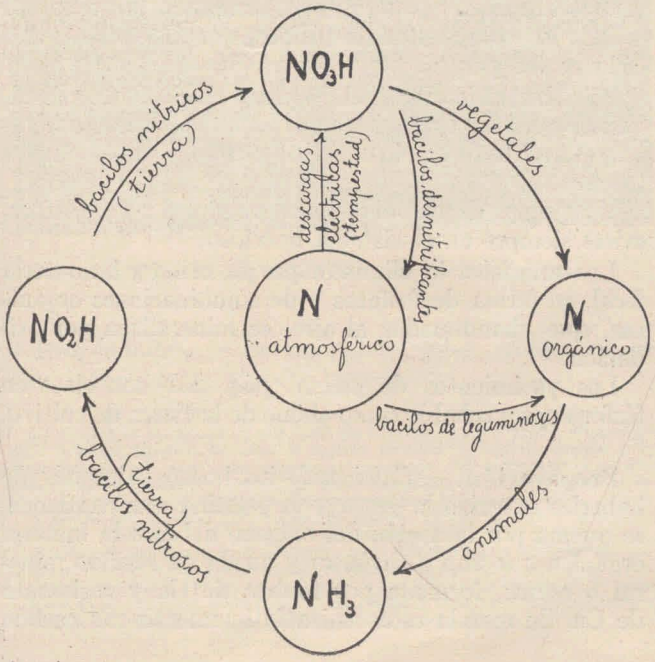
que existe en pequeña proporción en el aire atmosférico, forma nitrito y nitrato de amonio.

Se ha descubierto también que las plantas de la familia de las *leguminosas* presentan en sus raíces, nódulos que contienen infinidad de *bacterios* muy útiles: éstos son capaces de fijar el nitrógeno atmosférico y combinarlo para producir compuestos orgánicos. He aquí otra fuente de nitrógeno combinado.

Los animales restituyen a la tierra el nitrógeno que absorbieron de los vegetales. Sus deyecciones (orina, estiércol) se pudren, y hemos visto, en pág. 175, cómo la putrefacción de materias orgánicas que contienen N produce NH_3.

El N, entonces, circula en la Naturaleza en un *ciclo* eterno, cuyos puntos principales son el NH_3 y el NO_3H.

En resumen:



FOSFORO

Símbolo: P. Sólido. Funde a 44°. Hierve a 290°. *Peso atómico: 31.* Peso molecular: 124. Fórmula molecular: P_4. *Tri y pentavalente.*

Estado natural. — Elemento dotado de una *extraordinaria afinidad* con el oxígeno, no se encuentra libre en la Naturaleza, sino en forma de compuestos oxigenados.

Yacimientos de *fosfatos* (de Ca, de Mg, de Al, de Fe) se encuentran en varias partes, pero sobre todo en Florida (Estados Unidos).

Existen fosfatos en todas las tierras fértiles: los vegetales absorben estos fosfatos, formando luego en sus tejidos los compuestos de fósforo, que acumulan sobre todo en los granos.

Para los *animales* y el *hombre*, el elemento P adquiere gran importancia: en el *esqueleto de los vertebrados*, el fosfato de calcio constituye el 58 % de los huesos frescos.

En forma de combinaciones orgánicas de fósforo, existe siempre en el sistema nervioso.

Los animales lo eliminan por la orina y la materia fecal, en forma de fosfatos y de combinaciones orgánicas, que abandonadas al aire, se mineralizan por oxidación.

Los yacimientos de *guano* (pág. 202) son ricos en fósforo aprovechable como abono de la tierra de cultivo.

Preparación. — *Calcinando* los huesos, después de haberles extraído la grasa y la gelatina que contienen, se quema por la acción del oxígeno del aire la materia orgánica que aun retuvieran y queda un residuo mineral o *ceniza*, formada por fosfato de Ca y carbonato de Ca. Se mezcla esta ceniza íntimamente con carbón

y se somete a la acción del calor. El C *reduce* los fosfatos, quitándoles su oxígeno. Los vapores de fósforo que quedan libres se condensan, conduciéndolos a recipientes que contienen agua fría. Allí se *solidifica* el fósforo.

Reducción de los fosfatos por C a alta temperatura

Se necesita una *elevada temperatura* (dada la afinidad del P por el oxígeno) para efectuar esta reducción. La industria emplea el *horno eléctrico* (1).

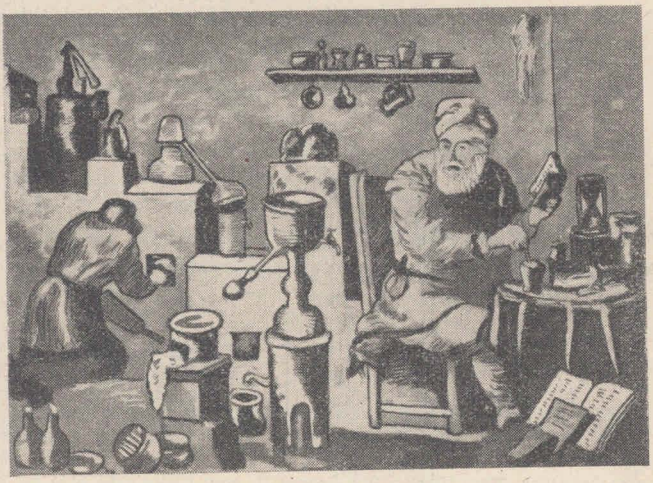


Fig. 35. — El alquimista busca la piedra filosofal.

Propiedades. — Es un sólido color ambarino, de olor semejante al ajo. Es translúcido.

(1) El fósforo se descubrió, por azar, en la *orina*. Brandt (1669), alquimista de Hamburgo, buscó en la orina la "piedra filosofal" o "quinta esencia". Su razonamiento era poco más o menos el siguiente: "El hombre es el ser más perfecto de la Creación. Todo lo que pase por su cuerpo, debe perfeccionarse. En sus deyecciones es posible, entonces, encontrar la quinta esencia..."

Y destiló mucha orina durante mucho tiempo. El residuo seco que obtuvo, lo mezcló con arena y lo calentó fuertemente.

¡Un día, al penetrar en su laboratorio, notó, con el estupor consiguiente, que la retorta donde había evaporado tanta orina, desprendía luz!

¡Había obtenido el fósforo, por *reducción* de los *fosfatos* que existen en la orina!

Encerró la sustancia misteriosa en un tubito y la mostró como rareza por todas partes, obteniendo, sin duda, con ello, mucho dinero...

Es blando y puede cortarse con un cuchillo o tijera, a la temperatura ordinaria; pero, enfriado a temperaturas inferiores a 0°, se hace *quebradizo* y puede pulverizarse.

Veneno

Es insoluble en agua y muy soluble en el *sulfuro de carbono.*

Es un veneno violento.

Gran afinidad con el O

Su propiedad característica es su fácil inflamabilidad en el aire y la producción de anhidrido fosfórico. (P_2O_5).

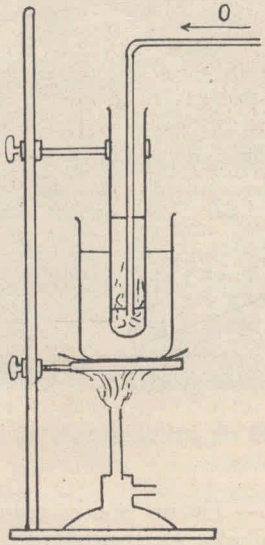


Fig. 36. — El fósforo puede inflamarse debajo del agua.

Experiencia: *a*) Colóquese un *pequeño* trozo de fósforo sobre un plato y cúbrase con un gran vaso. Poco a poco se ve llenarse el vaso de *humos blancos*, de anhidrido fosfórico.

b) Frótese un *trocito* de fósforo, sujetándolo con pinzas, sobre una superficie rugosa: se inflama y produce humos blancos (P_2O_5).

c) Puede arder hasta dentro del agua.

Calentando suavemente, se mantiene el fósforo *fundido* dentro del agua (funde a 44°) y se hace llegar sobre él una corriente de gas oxígeno (ver esquema). ¡Viva inflamación! y producción de P_2O_5, que se combina con el agua formando ácido fosfórico.

d) Disuélvase un trocito de fósforo en sulfuro de carbono. Viértase la solución sobre un trozo de papel de filtro o cualquier papel no encolado. Déjese secar y pronto se inflamará el P comunicándose el fuego al papel.

Ha ocurrido lo siguiente: el sulfuro de carbono, muy volátil (1) se evapora y deja el fósforo que contenía disuelto, depositado sobre el papel en estado de extrema división y por lo tanto en mejores condiciones para oxidarse y arder.

Por esta fácil inflamabilidad, el fósforo no puede conservarse al aire. Se lo guarda en frascos de vidrio obscuro, cubierto de *agua hervida* y fría.

Cuando se quiera cortar un trozo de fósforo para realizar alguna reacción química, debe cortarse dentro del agua.

Fosforescencia.

Experiencia: Efectúese cualquier trazado sobre un cartón obscuro, con un trozo de fósforo y obsérvese el trazado en la obscuridad. *Es luminoso.*

A esta propiedad que ya conocieron los antiguos (ver pág. 205, Nota) se debe su nombre. (Fos = luz, foros = llevo).

Fósforo rojo. — El fósforo que acabamos de describir, si se conserva largo tiempo bajo el agua y a la luz, se recubre de una capa de color rojo.

Esta misma transformación se efectúa rápidamente si el fósforo común se calienta a 250° en vaso cerrado y al abrigo del aire.

En esta transformación se produce pérdida de una parte de la *energía química*, que contenía el fósforo blanco.

(1) Esta sustancia además de ser muy volátil, es *muy inflamable*. Debe manipularse lejos de una llama.

Dicha energía desaparece en forma de calor.

Cuando se transforman 31 gr. de fósforo blanco en 31 gramos de fósforo rojo, se irradian 19.200 calorías. *La materia continúa siendo fósforo, pues produce los mismos compuestos que el fósforo blanco, pero reacciona con menor vivacidad.*

El P blanco contiene mayor energía química que el rojo

Este fenómeno es semejante al que estudiamos en el capítulo del azufre.

Diremos que fósforo blanco y fósforo rojo son dos **estados alotrópicos** (1) del fósforo.

El fósforo blanco se transforma en rojo, pero éste no puede transformarse en blanco. *El fósforo rojo,* pues, *es la forma estable del elemento.*

El fósforo rojo no es soluble en sulfuro de carbono.

No es venenoso.

No funde. Al ser calentado, pasa directamente al estado de vapor (sublimación). (Ver pág. 123).

Se inflama en el aire muy lentamente, comparado con el blanco: éste lo hace desde 35°; el rojo a 240°.

Molécula del fósforo .— En el caso del fósforo, encontramos un ejemplo más, de que las moléculas de los elementos pueden estar formadas por más de dos átomos. Vimos, a propósito del azufre, un ejemplo típico.

Molécula tetra atómica

El fósforo blanco debe estar constituído por moléculas de 4 átomos: $\boxed{P_4}$ pues la densidad de su vapor, determinada entre 313° y 550°, corresponde a un peso de 128 y 120.

Como el *peso atómico,* es decir, *la menor cantidad de P encontrada en el peso molecular de sus compuestos es 31* (ver pág. 114), deducimos que el peso molecular debe ser 124 (término medio de las dos cifras encontradas), lo que corresponde a la fórmula P_4 ($31 \times 4 = 124$).

(1) Del griego: "alos" = otro; "tropos" = dirección.

El P rojo tendría por fórmula P_8 (1).

Usos del fósforo. — La mayor parte del fósforo que se produce es utilizado para fabricar *cerillas*. Se empleó durante mucho tiempo el fósforo blanco, pero actualmente ha sido prohibido su uso en casi todos los países, porque ocasiona una intoxicación crónica, muy grave, a los obreros que lo manipulan y que se manifiesta por caries profundas de los huesos maxilares.

Se lo ha reemplazado por el sulfuro de fósforo, que no tiene ese inconveniente y que es inflamable.

Existen en el comercio varias fórmulas de *pasta para cerillas*. Una, muy empleada, contiene: sulfuro de fósforo, goma, óxidos metálicos (para colorearla) y clorato de potasio para aumentar su inflamabilidad, pues, como el alumno recordará, este cuerpo es un poderoso oxidante.

(1) Otro caso muy interesante de *alotropía* es el del **ozono.** Este es una *modificación* de la molécula del oxígeno, que puede operarse en varios circunstancias. Las más comunes son las fuertes descargas eléctricas en la atmósfera y así se explica que el ozono se encuentre en el aire durante las tormentas. Se produce también alrededor de una máquina eléctrica en funcionamiento.

Su molécula está formada por O_3 y no O_2 como el oxígeno común.

La transformación del oxígeno en ozono puede expresarse así:

$$3\,O_2 \rightleftharpoons 2\,O_3$$

con lo que se indica la transformación *reversible*.

El ozono es mucho *más activo* que el oxígeno. Es un oxidante poderoso.

Se utiliza para decolorar y para esterilizar aguas de bebida.

La estructura de su molécula podría ser:



A la presencia del ozono en el aire después de las tormentas, se atribuye e efecto benéfico de las lluvias sobre las epidemias.

COMPUESTOS DEL FOSFORO

El fósforo, como el nitrógeno, se demuestra *tri* y *pentavalente*.

Se combina fácilmente con el *cloro*, produciendo el PCl_3 tricloruro de fósforo *líquido*, y el PCl_5 pentacloruro de fósforo, *sólido*.

Con el H forma el hidrógeno fosforado PH_3, *gas muy tóxico*.

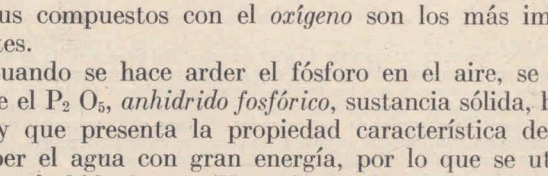
Con el *azufre*, el sulfuro de fósforo P_2S_5, que se utiliza en la fabricación de cerillas.

Sus compuestos con el *oxígeno* son los más importantes.

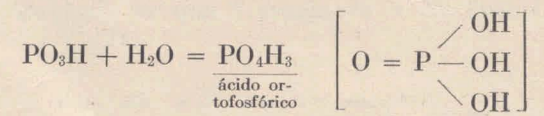
Anhidrido fosfórico es gran deshidratante

Cuando se hace arder el fósforo en el aire, se produce el P_2O_5, *anhidrido fosfórico*, sustancia sólida, blanca y que presenta la propiedad característica de absorber el agua con gran energía, por lo que se utiliza como deshidratante. (Ver pág. 190).

Esta sustancia fija agua y se transforma en:



que, conservado en solución algún tiempo, fija otra molécula de agua, produciendo:



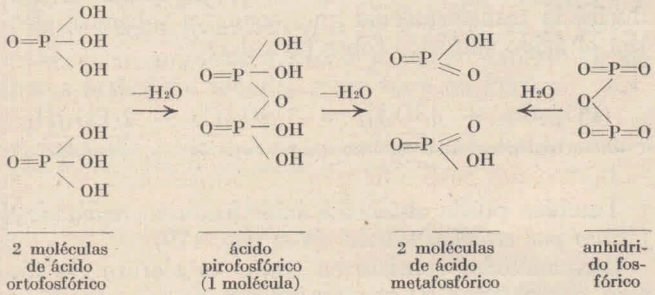
Este ácido orto fosfórico, si se calienta a 255°, produce:

$$2PO_4H_3 \longrightarrow \underbrace{P_2O_7H_4}_{\text{ácido pirofosfórico}} + H_2O$$

el cual, por prolongada acción del calor, pierde una molécula de agua y produce ácido metafosfórico:

$$P_2O_7H_4 \longrightarrow H_2O + \underbrace{2PO_3H}_{\text{ácido metafosfórico}}$$

El siguiente esquema nos aclarará estas transformaciones:

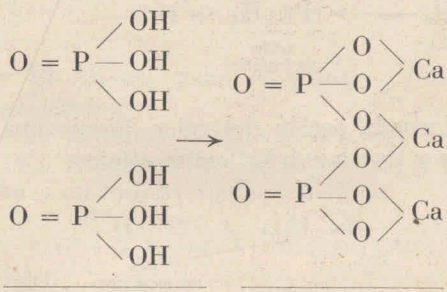


Acido fosfórico PO_4H_3. — Habitualmente se denomina así al ácido *orto fosfórico.*

Hemos visto que existe abundantemente en el reino mineral, vegetal y animal, en forma de *fosfatos.* El más abundante es el *fosfato de calcio,* que se obtiene de los *huesos.* Con él se prepara el ácido fosfórico.

Siendo el fosfato de calcio la sal del ácido fosfórico, tendrá por composición $(PO_4)_2Ca_3$, en la que se ve

que tres átomos de calcio reemplazan a los átomos de hidrógeno, de dos moléculas de ácido fosfórico:



ácido fosfórico — fosfato de calcio

2 moléculas de ácido fosfórico neutralizadas por la cal, producen 1 molécula de fosfato de calcio.

por eso se denomina esta sal: *fosfato tricálcico.*

Tratándola en caliente por el ácido sulfúrico, producirá la transformación que, como ya sabemos, efectúa el ácido sulfúrico sobre las sales:

Desalojándolo de sus sales. (Ley de Berthollet)

$$\underset{\text{fosfato tricálcico}}{(PO_4)_2Ca_3} + \underset{\text{ácido sulfúrico}}{3SO_4H_2} = \underset{\text{sulfato de Ca}}{3(SO_4)Ca} + \underset{\text{ácido fosfórico}}{2(PO_4)H_3}$$

También puede obtenerse ácido fosfórico, *oxidando el fósforo por el ácido nítrico.* (Ver pág. 179).

Otro método, consiste en tratar el cloruro de fósforo por el agua. (Ver pág. 99).

Sólido.

El ácido fosfórico es una sustancia *sólida,* que fija agua con gran energía, y expuesto al aire adquiere, por esta razón, el aspecto de un jarabe.

Mezclado con el agua desarrolla calor. Calentado a 215° pierde 1 molécula de agua transformándose en *piro-fosfórico* (ver más arriba), a 400° éste se deshidrata transformándose en *metafosfórico.*

Se utiliza en medicina en forma de fosfato de sodio, fosfato de calcio y en una combinación con la glicerina llamada glicero-fosfato de calcio.

Superfosfatos. — Obsérvese la ecuación citada más arriba entre el fosfato de Ca y el SO_4H_2. Si en lugar de emplearse el equivalente de 3 moléculas de SO_4H_2 se emplean sólo 2, se produce el fosfato monocálcico.

$$\underset{\text{fosfato tricálcico (insoluble)}}{(PO_4)_2Ca_3} + 2SO_4H_2 = 2(SO_4)Ca + \underset{\text{fosfato ácido de calcio o fosfato monocálcico (soluble)}}{(PO_4)_2CaH_4}$$

Abonos.

que es *soluble en agua*. Por eso la industria *transforma el fosfato de calcio* en la forma que acabamos de indicar, para utilizarlo como *abono*, porque, siendo el fosfato monocálcico soluble en agua, se facilita su absorción por las raíces de las plantas.

A esta mezcla de sulfato de calcio y fosfato monocálcico, se le denomina habitualmente **superfosfatos** (1).

Otro abono fosforado que se emplea, es el *guano*, estiércol de animales marinos y que se explota en algunas partes del mundo, sobre todo en Perú.

(1) Este nombre expresa que su riqueza en fósforo es mayor que el fosfato tricálcico. En efecto: la molécula de éste contiene:

$$(PO_4)_2\ Ca_3 = \begin{cases} P & : 31 \times 2 = & 62 \\ O & : 16 \times 4 \times 2 = & 128 \\ Ca & : 40 \times 3 = & 120 \\ & & 310 \end{cases}$$

en 310 partes de fosfato, 62 partes de fósforo y el monocálcico:

$$(PO_4)_2Ca\ H_4 \begin{cases} P & : 31 \times 2 = & 62 \\ O & : 16 \times 4 \times 2 = & 128 \\ H & : & 4 \\ Ca & & 40 \\ & & 234 \end{cases}$$

en 234 partes de fosfato, 62 partes de fósforo.

ARSENICO

As.

Este elemento existe en la naturaleza al estado *nativo* (es decir, libre) y en forma de *sulfuros*.

Es un cuerpo *sólido*, color gris negro, que posee un brillo metálico.

El As libre no es venenoso

Calentado en presencia del aire arde con llama verde, produciendo humos blancos de anhidrido arsenioso (As_2O_3).

El arsénico libre o metálico (suele llamarse así) *no es venenoso. Sus compuestos lo son en alto grado.*

Sus compuestos sí.

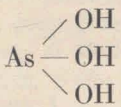
El **anhidrido arsenioso** es un polvo blanco (se llama en el comercio arsénico blanco), de aspecto parecido a la harina común, y esto es causa de que, por error, se hayan producido muchos casos de envenenamiento.

Los papeles matamoscas contienen anhidrido arsenioso.

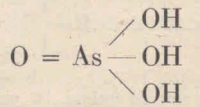
El anhidrido arsenioso se oxida por los oxidantes, transformándose en **anhidrido arsénico** (As_2O_5).

El arsénico entonces funciona de la misma manera que el fósforo, como tri y pentavalente.

A estos anhidridos corresponden ácidos:



ácido arsenioso



ácido arsénico

cuyas *sales*, arsenitos y arseniatos de sodio, se emplean en medicina, *a pequeñas dosis*, como estimulantes de la nutrición.

El AsH_3 (**hidrógeno arseniado**) es un gas muy tóxico.

Salvarsan.

El arsénico forma compuestos orgánicos complejos, de mucha utilidad en medicina. Uno de ellos, el *Salvarsan*, preparado por primera vez por Erlich y Hata, es un excelente remedio contra un azote de la humanidad: la sífilis. Se utiliza también con éxito contra la enfermedad del sueño, plaga del Africa Central.

BORO

B

Acido bórico.

Diremos algunas palabras de este elemento, que produce un compuesto oxigenado útil: el *ácido bórico.*

Esta sustancia, cuya fórmula es BO_3H_3 o $B(OH)_3$ (boro trivalente), se encuentra en los vapores que se desprenden del suelo, en regiones volcánicas.

Disuelto en agua se lo encuentra en las *fuentes termales* vecinas.

En Toscana (Italia) se extrae el ácido bórico de esos vapores, recogiéndolos en piletas, donde, por enfriamiento, se cristaliza. (1)

Es un *ácido débil*, que apenas enrojece el tornasol.

Se presenta como pajuelas blancas, untosas al tacto. Es poco soluble en agua fría.

Es un antiséptico débil, que se utiliza en medicina y presenta la ventaja de no ser cáustico.

Se disuelve en el alcohol: si se enciende luego este alcohol que contiene ácido bórico, la llama tendrá un hermoso color verde.

La mayor parte de los *boratos* derivan de otro ácido bórico, el *ácido tetrabórico*, que difiere del ácido bórico por diferente hidratación del anhidrido.

$$\underset{\text{anhidrido bórico}}{B_2O_3} + \underset{\text{agua}}{3H.OH} = \underset{\text{ácido bórico}}{2BO_3H_3}$$

$$2B_2O_3 + H_2O = \underset{\text{ácido tetra bórico}}{B_4O_7H_2}$$

(1) Esos vapores están constituídos por vapor de agua que arrastra ácido bórico.

El **borax** es la sal de sodio del ácido tetrabórico. Existe abundantemente en la naturaleza.

Bórax.

El ácido bórico o el bórax, calentados fuertemente, se transforman en una *masa vítrea, transparente, fusible*, pero difícilmente volatizable. Este *vidrio de ácido bórico* puede combinarse con óxidos metálicos y formar sustancias de hermosos colores (boratos de metales), que se emplean para cubrir de esmaltes coloreados la porcelana.

Vidrios.

Esa propiedad del ácido bórico de formar una masa vítrea al ser calentado, la aplica la industria a las mechas de las bujías, para evitar un inconveniente que presentaban las que se fabricaban antes.

Las mechas estaban formadas por varios hilos retorcidos. Al consumirse la bujía por combustión, la mecha permanecía intacta, y era necesario recortarla (despabilarla) cada tanto tiempo, para impedir el parpadeo de la llama.

El ácido bórico y las bujías.

Actualmente las mechas se fabrican con hilo de algodón trenzado muy firme y se impregnan en una solución de ácido bórico. Este firme trenzado de la mecha motiva el encorvamiento de la misma, a medida que se consume la bujía. La extremidad de la mecha se quema, y como contiene ácido bórico, éste se funde y produce la masa vítrea a que aludimos, la cual arrastra las cenizas de la mecha quemada y forma una perla redondeada que cae. Es decir, se despabila automáticamente (1).

(1) Se ha cumplido, pues, el deseo de Goethe, que en sus "Sentencias y Rimas" dice: ¿Cuándo será encontrada la vela inmejorable, que nos dé luz estable, sin ser despabilada?... ¡Debía molestarlo bastante al Maestro de la Filosofía suspender cada tanto tiempo la escritura de sus hermosas páginas, para despabilar la bujía...!

CAPÍTULO XIV

CARBONO

Símbolo: C. Peso atómico: 12. Tetravalente. Sólido. Varios estados alotrópicos.

Este elemento posee la importancia de ser un componente fundamental de los organismos vivos. Combinado con el H,O y N forma todos los tejidos de animales y plantas. Las diversas sustancias químicas que de dichos tejidos se pueden extraer, dejan un residuo de carbón, cuando se calientan al aire. Por eso se dice que *el carbono es el componente constante de las sustancias orgánicas.*

El C en los organismos.

La madera seca (resto de vegetales) contiene la mitad de su peso de carbono.

Un hombre de 70 kilos, contiene 12 kilos de carbono, 44 de oxígeno, 6 de hidrógeno y el resto, de varios elementos (N – P – metales, etc.)

Diamante Grafito Corbono amorfo.

La naturaleza nos ofrece el carbono en dos formas cristalinas: el **diamante** y el **grafito.**

Artificialmente podemos obtenerlo, por varios métodos, en estado *amorfo.*

Diremos entonces que **diamante, grafito** y **carbono amorfo** *son tres estados alotrópicos* (ver pág. 208) de una misma sustancia. En efecto, los tres producen

por combustión el mismo compuesto: *anhidrido carbónico.*

$$C + O_2 = \underset{\substack{\text{anhidrido}\\\text{carbónico}}}{CO_2}$$

Diamante. — Esta sustancia es carbono casi puro. La forma de sus cristales es habitualmente el octaedro o dodecaedro.

No abunda en la Naturaleza: de allí su elevado precio.

Su densidad varía de 3.5 a 3.55.

El más duro.

Es el cuerpo *más duro que se conoce* (1). Por dureza, se entiende la mayor o menor resistencia a ser rayado. Se sabe que el diamante raya con facilidad el vidrio. El diamante sólo puede pulirse con su propio polvo.

Tallado.

Los diamantes más puros son de una *hermosa transparencia* y tienen un poder dispersivo de la luz muy grande. Se *tallan*, es decir, cada cara de una piedra se pule (con polvo de diamante) formando varias facetas, que, al recibir la luz, aumentan más la dispersión, produciendo los bellos reflejos que lo hacen valioso como joya de adorno.

Distintos colores.

Algunos diamantes están coloreados de amarillo claro hasta el pardo obscuro y negro. Más raros son los coloreados de rosa, verde o azul. Estos distintos colores parecen provenir de la presencia de sustancias extrañas.

El diamante negro, llamado *carbonado*, se lo utiliza para la punta de los barrenos perforadores de rocas, debido a su dureza.

Grafito. — Es otra forma de carbono que difiere grandemente del anterior.

Opaco.

Es *opaco*, brillante, color gris de acero; untoso al tacto. Su densidad es 2,22.

(1) Su nombre expresa esta propiedad. Proviene de "adamas" (indomable).

Se presenta en la naturaleza como laminillas microscópicas de forma *exagonal.*

Blando. Es *blando* y deja un trazado gris sobre el papel. Se aprovecha esta propiedad para fabricar minas de lápices. (Su nombre proviene del griego *grafos* = yo escribo).

Es *buen conductor de la electricidad* y se utiliza en algunos procesos de electrólisis (1).

Bien pulverizado, se utiliza como lubrificante.

Sirve también para cubrir objetos de hierro y preservarlos así de la acción del aire, que los oxidaría.

Carbono amorfo. — Este carbón, que no es cristalizado, es decir, que no tiene una forma geométrica, lo obtenemos de varias sustancias.

Cualquiera ha observado que *las sustancias orgánicas* (azúcar, pan, huevos, carne, madera, etc.), calentadas a temperatura alta, *se carbonizan.* Por la acción del *calor* y del *aire* se descomponen y se oxidan. El hidrógeno que contienen se desprende en forma de vapor de agua; el nitrógeno (ver página 192) en forma de amoníaco, principalmente, y su carbono se desprendería en forma de anhidrido carbónico (CO_2) si el aire interviniera libremente. Pero, si se evita la llegada de gran cantidad de aire, el carbón queda como residuo, porque es menos oxidable que los otros elementos con los que está combinado.

Carbonización de sustancias orgánicas.

Los carbonos artificiales más comúnmente preparados son:

1) *Carbón de madera.* Es el residuo de la *combustión incompleta* de vegetales.

Contiene, además de C, 1 % de H y 1 a 4 % de sustancias minerales, que quedan como residuo (cenizas) cuando se quema totalmente.

Obtención. Se obtiene por dos procedimientos:

(1) En la obtención del cloro, por electrólisis del cloruro de sodio, pues si se emplearan electrodos de metales, serían corroídos por el cloro.

a) El *primitivo* consiste en apilar trozos de ramas gruesas, dejando en el centro de la pila una chimenea; cubrir todo con tierra y encender la pila en varios puntos. Los gases producidos se desprenden por la chimenea y se desperdician, y como el acceso del aire a la pira es pequeño, *no arde completamente* y deja el residuo de carbón.

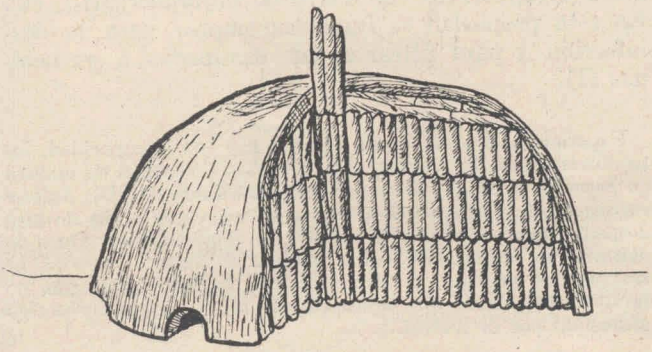


Fig. 37. Obtención del carbón de madera.

b) El *procedimiento más moderno*, consiste en *destilar* la madera en retortas.

Destilación de la madera

La madera está formada principalmente por C. H y O. Al ser *calentada fuertemente al abrigo del aire*, se descompone, desprendiendo vapores de sustancias que pueden aprovecharse. Citaremos dos: el alcohol de madera (1) y el ácido acético.

El residuo carbonoso que queda en las retortas es carbono mezclado con sustancias minerales, que contenía el vegetal. Cuando se quema ese carbón, quedan como residuo los minerales, formando las *cenizas*.

Este *carbón de madera*, obtenido por cualquiera de los dos procedimientos que acabamos de indicar, es el

(1) El alcohol común se obtiene por fermentación de los granos (maíz, trigo, etc.).

que se emplea en mayor proporción, como *combustible doméstico.*

Poder absorbente

Presenta la *propiedad característica* de *absorber grandes cantidades de gases.*

En menor proporción absorbe también sustancias sólidas y líquidas.

1 cm.^{3} de carbón de madera absorbe 90 cm.^{3} de *amoníaco* (NH_3); 55 cm.^{3} de *hidrógeno sulfurado* (SH_2), etc. En esta propiedad se funda su empleo para la desinfección y para filtrar aguas destinadas a ser bebidas (1).

Experiencia: En un frasco de unos 200 cc. de capacidad, introdúzcase unos 15 gramos, más o menos, de carbón de madera en *pequeños trozos* y 100 cc. de *solución diluída* de SH_2. Agítese *enérgicamente* y fíltrese después; la solución que antes de esto despedía fuerte olor pútrido de SH_2, es ahora inodora. Antes de agitarla con carbón, la solución producía *precipitado negro* (SPb) tratada con solución de nitrato de Pb. Después de agitada, no produce reacción, lo que indica que el SH_2 que contenía, ha sido absorbido por el carbón.

2. *Negro de humo.* Es sabido que las chimeneas se cubren interiormente de *hollín.*

Las lámparas de kerosene, cuando la mecha es muy alta, producen mucho *humo* que se deposita en el tubo, tapizándolo de negro.

Una bujía que arde, también produce humo.

En general, *siempre que una materia orgánica se queme incompletamente, deja un residuo de carbón,* muy pulverulento. Esto se comprueba interceptando la llama con una superficie fría.

(1) Colocando trocitos de carbón de madera dentro de carne, aves, etc., que *empiecen* a descomponerse y a despedir olor de SH_2, se *desodorizan* y se detiene la putrefacción.

Los marinos que deben efectuar largos viajes, sin tocar puerto, transportan el agua de bebida en toneles de madera, carbonizad s interiormente. Esto impide que se desarrollen gérmenes en el agua.

Los antiguos conservaban los cadáveres con carbón de madera.

Estas propiedades absorbentes tan pronunciadas, se atribuyen a la gran porosidad del carbón de madera.

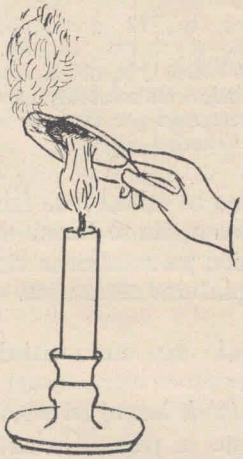


Fig. 38. La llama de una bujía produce negro de humo.

La industria prepara esta otra variedad de carbono amorfo con varias sustancias: esencia de trementina, alcanfor, aceites

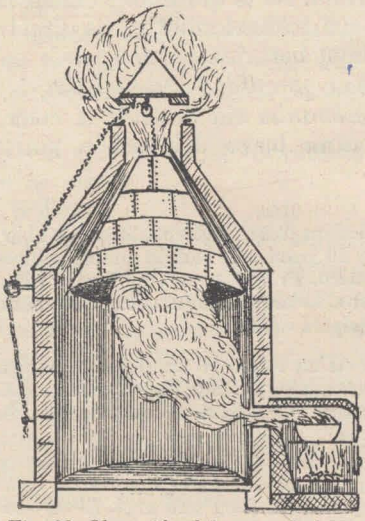


Fig. 39. Obtención del negro de humo.

pesados del petróleo, etc., El procedimiento seguido puede apreciarse consultando el esquema adjunto.

En la marmita A se coloca la sustancia. Por el calor del horno se volatiliza. Se inflaman entonces los vapores y el negro de humo producido, es retenido por el cono de arcilla que puede subirse o bajarse a voluntad.

El negro de humo se utiliza para fabricar *tinta china:* los caracteres que con ella se trazan son indelebles.

Se utiliza también para fabricar tinta de imprenta, lápices de dibujo, pinturas negras, etc.

3. *Negro animal.* Es otra variedad de carbono amorfo.

Se obtiene *calentando huesos en vasos cerrados.*

Carbón de huesos

Como hemos visto en pág. 204, los huesos contienen fosfato de calcio y carbonato de calcio, que forman el esqueleto mineral. Su médula está constituída por una materia orgánica llamada *oseína.* Al calentar los huesos en vasos cerrados, se descompone la oseína, dejando un residuo de carbón. Se le quita luego la sustancia mineral por medio del ácido clorhídrico (la disuelve) y queda el carbón animal bastante puro.

Decolorante

Presenta como *propiedad característica, la de absorber las materias colorantes* sin destruir el color, pues éste puede recuperarse luego del carbón por disolventes apropiados.

Experiencia: En un frasco, agítense 50 cc. de vino rojo, diluído con 50 de agua y 10 gramos de carbón animal. Fíltrese. El líquido que pasa es incoloro. Pruébese ese vino incoloro (sin deglutirlo): *no tiene sabor.* El C le ha quitado el color y las sustancias aromáticas que contenía el vino.

II) Colóquese en un frasco 50 cc. de agua, agréguense algunas gotas de *sulfato de índigo* y el líquido adquirirá *color azul.* Agítese luego con 10 gramos de carbón animal. Fíltrese. Se obtiene un líquido *incoloro.*

Lávese bien el carbón que queda sobre el filtro y luego sobre el mismo vuélquese una solución diluída de *hidrato de sodio* (incolora). El líquido que pasa será azul. El carbón había *absorbido* el colorante sin descomponerlo.

Carbones fósiles. — La Naturaleza nos ofrece en abundancia estos carbones fósiles, que son restos de vegetales sepultados en épocas muy antiguas y que han sufrido, en las capas subterráneas, una *lenta oxidación*. Algunos conservan aún la forma del vegetal que les dió origen.

Como puede deducir el alumno, serán más ricos en carbono los sepultados más antiguamente. Por orden de antigüedad, son los siguientes:

Turba. — Es el carbón más reciente. Proviene de la descomposición de *musgos* que se desarrollan en *terrenos pantanosos*. Existen turberas en los bordes del Danubio y en el Somme (Francia).

Es un carbón que contiene aún muchas materias orgánicas y produce mucho humo cuando se quema.

Lignita. — Más antiguo que la turba. Proviene de *vegetales* sepultados.

Existe una variedad de lignita que puede *pulirse*, y adquiere así un bellísimo aspecto. Con ella se confeccionan hermosos objetos de arte. Es el *azabache*.

Hulla. — Es lo que el vulgo denomina corrientemente "*carbón de piedra*".

Es pesado, brillante.

Es un combustible doméstico muy empleado.

Cuando se *destila*, es decir, cuando se calienta en retortas al abrigo del aire, produce *alquitranes* y diversos gases. Entre estos gases, se obtiene siempre el amoníaco. (Ver pág. 192). Este se disuelve en agua, y los gases que pasan, formados principalmente por una mezcla de H, metano (CH_4) y óxido de carbono (CO), constituyen el llamado *gas de alumbrado*, que se utiliza en la iluminación y como combustible.

Gas de alumbrado

De los alquitranes se obtienen, por una segunda destilación, sustancias de un gran valor industrial: la principal de ellas es la *bencina* (o *benceno* o *benzol*).

Cuando se han extraído todos los gases de la hulla, queda un residuo llamado **coque**, carbón muy duro que quema sin producir humo y es, por tanto, muy apreciado como combustible industrial y para las locomotoras y calderas.

Antracita. — El carbón fósil más antiguo. Es el carbón más denso (D = 1.4). Más duro que la hulla. Arde con dificultad y exige un fuerte tiraje.

A continuación damos un resumen de la composición de estos carbones fósiles:

	Cantidad %					Poder calorífico por Kg. (en grandes calorías).
	Carbono	Hidrógeno	Oxígeno	Nitrógeno	Cenizas	
Madera	45	6	48	1	1,50	2700
Turba	60	6	32	2	5-20	3500
Lignita	70	5	24	1	3-30	6000
Hulla	82	5	12	1	1-15	8000
Antracita	94	3	3	—	1,5	8000
Carbón de leña...	95	1,70	3,4	—	4	8080
Coque	96	0,7	2,5	1	3,5	7700

Carbón de retortas. — Cuando se destila hulla en retortas, como decimos más arriba, se deposita en la parte superior de ellas un carbón duro. Este proviene de la descomposición (carbonización) de los gases, que se desprenden de la hulla, al ponerse en contacto con la pared superior de las retortas que están a elevada temperatura.

Es un buen conductor de la electricidad y se lo utiliza como polo positivo de las pilas y en el *arco voltaico.*

Carbono puro. — Hemos citado muchas variedades de carbón. Ninguna de ellas es carbono puro.

El carbono más puro es el *diamante*, que *sólo* tiene *vestigios* de sustancias extrañas (1).

Artificialmente puede obtenerse un carbono casi puro, calcinando azúcar.

El carbono se caracteriza por su *resistencia a las altas temperaturas*. No funde.

No funde

Se consigue una elevada temperatura en el *horno eléctrico* (3600°): en estas condiciones el carbono se vaporiza y cristaliza al enfriarse. Por este procedimiento, Moissan ha obtenido pequeños diamantes artificiales (menores de ½ milímetro de diámetro).

Se disuelve en Fe fundido

Se conoce un solo disolvente del carbono: es el hierro en estado líquido (1100–1200°). Al enfriarse y solidificarse el hierro, se separa el carbono en la modificación *grafito*.

Propiedades del carbono. — Hemos visto que el carbono *arde*. El carbono es *combustible*.

Al arder *desarrolla calor*.

Sabemos, por otra parte, que *el desarrollo de calor es un hecho general en todas las combustiones* (ver página. 34), pero, por la circunstancia de ser el carbono un combustible de uso diario, es de mucha importancia determinar la *cantidad* de calor desarrollado. En pág. 58 hemos visto que el agua sirve como medida de dicha cantidad de calor. Por este medio se ha determinado esta magnitud que llamamos *calor de combustión del carbón* o también poder calorífico del carbón.

Poder calorífico del C.

En efecto: 1 kilog. de carbono puro, que arde completamente, puede calentar 80 litros de agua, desde 0° de temperatura hasta 100°. Como sabemos que 1 litro de agua a 0° para pasar a 1° absorbe 1 caloría grande

1 kg. de C. produce al arder 8000 calorías

(1) Ya desde 1694 se sabía por Avarami y Targioni, de Toscana, que el *diamante ardía* colocado en el foco de un gran lente, que concentraba sobre él los rayos solares. En 1770, experiencias realizadas por Baumé Cadet, Lavoisier y otros, demostraron que el *producto de la combustión del diamante era sólo anhidrido carbónico.*

(ver pág. 59), 80 litros absorberán 80 calorías, y para llegar a 100° habrán absorbido 80 × 100 = 8000 calorías grandes. Diremos entonces *que 1 K. de carbono puro produce al arder 8000 calorías grandes* (1).

Cuando arde el carbono, se combina con el oxígeno del aire y produce

$$C + O_2 = CO_2$$

un gas que llamamos *anhidrido carbónico*, porque, disuelto en agua, produce un ácido (ver pág. 20).

De acuerdo a nuestras hipótesis, representaremos esta hidratación de la manera siguiente:

$$CO_2 + H_2O = CO_3H_2$$

y denominaremos a este ácido: *ácido carbónico.*

Carbonatos

Es un *ácido débil.* Produce *escasa proporción de iones hidrógeno.*

Sus sales, en cambio, son bastante estables y se denominan *carbonatos.*

$$CO_3H_2 + Ca(OH)_2 = 2H_2O + \underbrace{CO_3Ca}_{\text{carbonato de Ca}}$$

Si el carbono arde en el aire y la proporción de éste es escasa, entonces se produce lo que se llama la *combustión incompleta del carbón*, que da por resultado el CO, *óxido de C, gas extraordinariamente tóxico.*

$$2C + O_2 = 2CO.$$

Escasez de aire o exceso de carbón, producen el mismo fenómeno perjudicial: por eso es conveniente cuidar

(1) Calor de combustión de otros combustibles (por Kg.)

Hidrógeno	34.000	calorías (ver pág. 52)
Alcohol	7.000	»
Alcohol de madera	5.300	»
Petróleo	12.000	»
Gas de alumbrado	5.000	

que los braseros que se hacen arder en una habitación, tengan el carbón *bien encendido*, para que no se produzca este gas tóxico. En efecto: en un recipiente donde se quema carbón, si hay carbón no encendido y éste cubre lo que llamamos las *brasas* (el carbón incandescente), se produce la siguiente reacción:

Peligro por el CO.

$$CO_2 + C = 2CO$$

Será, por tanto, *más prudente no hacer arder carbón en una habitación cerrada*, pues el óxido de carbono que pudiera producirse se acumularía en el aire de la pieza y podría ocasionar la muerte.

C es reductor

Por la fácil combinación del carbono con el oxígeno, deduciremos que *este elemento es un* **reductor.**

Experiencia: En un tubo de ensayo de buen vidrio (y mejor en uno de vidrio infusible) se mezclan íntimamente óxido de cobre y carbón de madera bien pulverizado. Se calienta aumentando poco a poco la llama y se verá que la pared interna del tubo se cubre de *una capa metálica, brillante, de cobre.*

Se ha producido la siguiente reaccion:

$$\underset{\text{óxido de Cu}}{2CuO} + C = \underset{\text{anhidrido carbónico}}{CO_2} + 2Cu.$$

Con otros óxidos metálicos, el C forma CO.

$$\text{Ej.: } ZnO + C = CO + Zn$$

Su empleo en metalurgia

En este *poder reductor* del carbono se funda su empleo en *metalurgia*. Se tratan los óxidos, abundantes en la Naturaleza, por el coque (ver pág. 226) y se reducen, quedando el metal libre. (Ver también pág. del P.)

Acción sobre el agua. — El carbono incandescente, descompone el agua, quitándole su oxígeno.

$$H_2O + C = CO + H_2$$

y formando óxido de carbono e hidrógeno, *dos gases combustibles.*

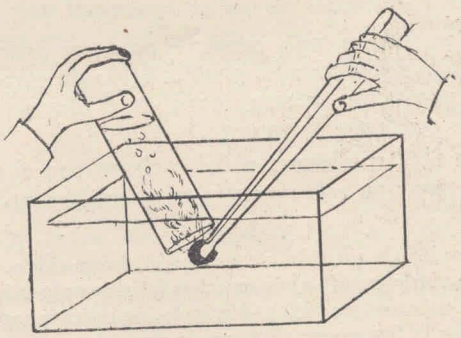


Fig. 40. El C al rojo descompone el agua.

Experiencia: Se coloca *rápidamente*, como lo indica el esquema, trozos de *carbón al rojo*, bajo la boca de la probeta. Los gases formados (CO y H_2) se acumulan en ella y cuando se haya llenado, pueden inflamarse.

Esta experiencia la hemos visto realizar más de una vez: los *fraguadores avivan el fuego* con el que deben calentar el metal que han de forjar, echando sobre las brasas *gotas de agua*. Esta se descompone y con el C al rojo forma los gases combustibles que producen la llama. "Avivan el fuego".

Gas de agua

La misma experiencia la efectúa la Industria, haciendo pasar vapor de agua, sobre coque incandescente: la mezcla de gases resultantes (CO, H_2) llamados **gas de agua**, se emplea para la calefacción o para accionar motores. Su inconveniente es la toxicidad del óxido de C.

Combinación con metales. Mediante la elevada temperatura que se obtiene en el *horno eléctrico* (hasta 3000°) se consigue combinar el C con algunos metales formando **carburos.** Muy importantes son: el *carburo de aluminio* (Al_4C_3); el *carburo de calcio* (C_2Ca), cuya estructura molecular sería: $\begin{matrix} C \\ \| \\ C \end{matrix} > Ca$ y los *carburos de hierro*, uno de los cuales es el llamado *acero*, de tanta importancia. Carburos

Estos carburos reaccionan fácilmente con el agua, produciendo sustancias llamadas *hidrocarburos:* el agua, actuando sobre los carburos, cede su oxígeno al metal y su hidrógeno se combina con el carbono.

Ejemplo:

$$\underset{\text{carburo de Al}}{C_3Al_4} + 6H_2O \longrightarrow 3\,\underset{\text{metano}}{\boxed{CH_4}} + \underset{\text{óxido de aluminio}}{2Al_2O_3}$$

El **petróleo,** es químicamente una *mezcla de varios hidrocarburos*, y se supone que uno de sus orígenes debe ser esta acción del agua sobre los carburos, de los cuales se han encontrado muchos en las capas profundas de la tierra. Hidrocarburos

ANHIDRIDO CARBÓNICO

Gas. Peso de 1 litro: 1 gr. 97. Peso molecular: 44. Composición: C = 12. Oxígeno = 32.

Fórmula: CO_2

En varias oportunidades hemos dicho que este gas es el producto de la *combustión completa del carbono.*

En la Naturaleza, esta combustión, u *oxidación*, se efectúa constantemente, y son numerosísimas, por lo tanto, las circunstancias en que se produce.

Se desprende en gran cantidad por el cráter de los volcanes, en actividad o apagados, y de grietas del suelo, en varias grutas naturales (1).

Disuelto, surge con muchas *aguas minerales*, de las que se desprende formando lo que llamamos *efervescencia.*

La descomposición de las plantas secas, la putrefacción de los animales muertos, las *fermentaciones* (vino, cerveza, etc.) y sobre todo la respiración de los animales (2), son causas constantes de la producción de esta sustancia.

Preparación. — Lo obtendremos con el objeto de estudiar sus propiedades principales.

En pág. 228 vimos cómo interpretamos su combinación con el agua para formar ácido y su combinación con la cal, para producir carbonato de calcio.

Siendo, como dijimos, un *ácido débil*, se podrá obtener fácilmente de sus sales los carbonatos, tratándolas por HCl o SO_4H_2 diluídos (1 parte de ácido común y 1 parte de agua).

(1) Es famosa la llamada "gruta del perro" cercana a Nápoles. El gas se desprende allí del suelo y como es más pesado que el aire, se acumula en el piso de la gruta hasta formar una capa de gas, que puede cubrir un perro y lo asfixia.

(2) Un hombre normal produce 1 kg. de CO_2 por día.

En un frasco de Wolf, se coloca *mármol* (carbonato de calcio natural) o carbonato de sodio, llamado comúnmente "soda de lavar", y se agrega por el tubo de seguridad el *ácido diluído*. En frío se produce una *viva efervescencia*.

Todos los carbonatos se descomponen por los ácidos produciendo rápidamente CO_2

Se desprenden *grandes burbujas de gas*.

$$CO_3Ca + 2ClH = Cl_2Ca + [CO_3H_2]$$

formándose cloruro de calcio y ácido carbónico. Pero *como este ácido es inestable* (ver ácido sulfuroso), se descompone en seguida.

$$CO_3H_2 = \boxed{CO_2}\uparrow + H_2O$$

produciendo CO_2, *que se desprende con rapidez*, y agua, en la cual queda disuelto el cloruro de calcio formado en la reacción.

Esta reacción es general a *todos los carbonatos*.

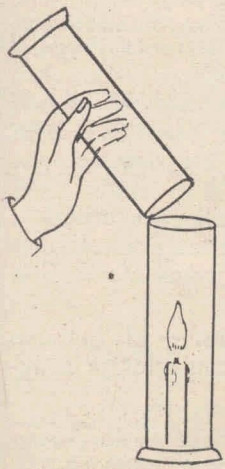


Fig. 41. Gran densidad del CO_2.

Experiencias: 1.º) Recójase una probeta de este gas, manteniéndola boca arriba como se hizo para recoger el ácido clorhídrico (ver pág. 86). Como el desprendimiento del gas es rápido, pronto se llena. Introdúzcase una bujía o una cerilla encendida. *Se apagan.*

El CO_2 no mantiene las combustiones.

2.º) Su *densidad, mucho mayor que el aire*, puede demostrarse siguiendo el esquema adjunto.

La probeta llena de CO_2 se invierte sobre la que contiene una bujía encendida. Esta se apaga al *volcar* sobre ella el CO_2.

Es 1,5 veces más pesado que el aire.

3.º) Disuélvase CO_2 en agua. Intro-

dúzcase en la solución un papel de tornasol: éste adquiere un color rojo vinoso débil.

El ácido es débil. Apenas enrojece el tornasol.

4.º) En un vaso que contiene *agua de cal* (solución de hidrato de calcio (1) se hace burbujear CO_2. Pronto *el agua de cal se enturbia*, por la formación de un precipitado blanco de carbonato de calcio.

1) $CO_2 + H_2O = [CO_3H_2]$

Enturbia el agua de cal o el agua de barita

2) $CO_3H_2 + Ca(OH_2) = 2H_2O + CO_3Ca$

Carbonato de Ca precipitado blanco

Puede emplearse también el *agua de barita*, que es solución de hidrato de bario. Se obtendrá precipitado blanco de carbonato de bario.

5) En un vaso que contiene agua de cal o de barita, sóplese por medio de un tubo de vidrio, a través de la solución. Se produce el mismo precipitado blanco anterior.

El aire expelido por los pulmones contiene abundante CO_2.

6) *a*) Sobre un trozo de *carbón incandescente*, manténgase un vaso humedecido interiormente con agua de barita. Pronto el líquido que moja el vidrio, se enturbia.

b) Hágase lo mismo con una *bujía encendida:* se notará el enturbiamento (precipitado blanco) y un poco de negro de humo

c) Igual experiencia con un *mechero de gas, encendido.*

En todos estos casos se produce anhidrido carbónico, que se reconoce por el agua de barita. Demostramos así que *las combustiones son fuente productora de* CO_2.

El anhidrido carbónico líquido. — El gas que estamos estudiando puede licuarse con relativa facili-

(1) Para prepararla se "apaga" la cal con agua. Luego se añade mayor cantidad de agua; se agita y se filtra. Pasa una solución límpida que debe guardarse en frascos bien tapados, con tapón de corcho y no de vidrio, pues si el cuello del frasco estuviera humedecido interiormente con el agua de cal, se formaría con el anhidrido carbónico del aire CO_3Ca que fijaría el tapón de vidrio al cuello.

dad. A 0° se exigen 35 atmósferas y a 20°, 59 atmósferas.

Se conserva y se transporta en cilindros de hierro, semejantes a los que se utilizan para transportar oxígeno comprimido.

Se licua fácilmente

Abriendo la llave que cierra el pico de estos cilindros, se desprende con fuerza el gas, pues pasa de una presión de 59 atmósferas a la presión atmosférica (1 atmósfera).

El gas se utiliza para preparar la bebida llamada *soda* o *agua de Seltz* y para agregarlo a la cerveza con el objeto de hacerla más espumosa y más agradable al paladar.

Otra manera de utilizar estos cilindros es inclinarlos, como si se deseara verter el líquido que contienen y cubrir el pico de salida con una bolsita de paño. El anhidrido líquido cae en la bolsita y, encontrándose a mucha menor presión que dentro del cilindro, se vaporiza rápidamente. Como un líquido que se vaporiza *absorbe calor*, una parte del líquido se enfría aún más y se solidifica. Se obtiene así lo que se denomina *nieve carbónica*.

Hielo seco

Esta puede comprimirse después en moldes y formar *hielo carbónico*. Con esta sustancia puede enfriarse mucho las bebidas y cualquier materia alimenticia que deba conservarse fría. Expuesto al aire *se volatiliza sin fundirse*. Es, pues, *un hielo que no moja*. Por eso se lo llama ahora en el lenguaje corriente: **el hielo seco.**

Bien comprimido y manteniéndolo envuelto en paños gruesos, puede conservarse un tiempo al aire (varias horas).

Carbonatos. — Hemos utilizado los carbonatos para preparar el anhidrido carbónico.

Estos carbonatos existen abundantes en la Naturaleza.

Lo que se llama *piedra caliza*, el mármol, la creta (carbonatos de calcio) *forman montañas*.

El mismo carbonato de calcio existe en los animales: hemos visto que el esqueleto de los vertebrados está formado de fosfato y carbonato de calcio.

Las *perlas*, las *caparazones de los moluscos*, la cáscara *de los huevos* de aves, están formadas sobre todo por carbonato de calcio.

Existen también carbonatos de otros metales.

Estos carbonatos *naturales* se han producido por la acción del CO_2, existente en el aire, sobre los óxidos de los metales.

Debemos interpretar su estructura de la manera esquemática siguiente:

$$CO_2 + Na_2O = CO_3Na_2$$

Pero como el ácido carbónico contiene dos átomos de H en su molécula, pueden formarse *dos clases de carbonatos* (ver ácido sulfúrico y sulfuroso).

$$(CO_3H)Na \qquad\qquad (CO_3)Na_2$$

al primero le llamaremos: carbonato ácido de sodio y al segundo: carbonato neutro de sodio.

Se pueden considerar formados de la manera siguiente:

$$\underset{\substack{\text{ácido}\\\text{carbónico}}}{CO_3H_2} + NaOH = H_2O + \underset{\substack{\text{carbonato}\\\text{ácido de Na}}}{(CO_3H)Na.}$$

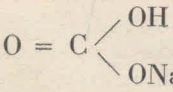
$$CO_3H_2 + 2NaOH = 2H_2O + \underset{\substack{\text{carbonato}\\\text{neutro de sodio}}}{(CO_3)Na_2}$$

Carbonatos y Bicarbonatos

Obsérvese la fórmula de los dos: el 1.° contiene, para un átomo de sodio, *un radical* o *ion carbónico;* el 2.°, un radical carbónico para dos átomos de sodio.

El primero, entonces, se ha formado con mayor *proporción de ácido carbónico* que el segundo. Esto ha sido la causa de su nombre: se lo denomina *bicarbo-*

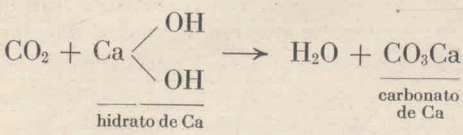
nato de sodio, y es la sustancia tan conocida y que se emplea como neutralizante del exceso de acidez en nuestro estómago. Su estructura:



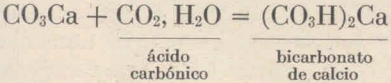
Experiencia: Hágase burbujear CO_2 en agua de cal *límpida*. Pronto se enturbia y precipita el carbonato de calcio. Continúese pasando CO_2: el precipitado se disuelve.

¿Qué ha ocurrido?

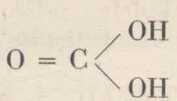
En el primer momento:



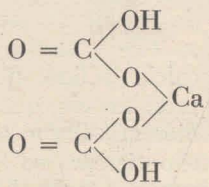
y continuando el burbujeo de CO_2



su estructura:



(ácido carbónico)

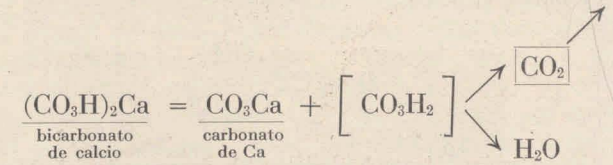


bicarbonato de Ca

En esta forma circula el carbonato de calcio, *disuelto en las aguas minerales.*

Experiencia: II) Hágase hervir la solución límpida de bicarbonato que acabamos de obtener: se desprenden burbujas gaseosas y poco a poco se enturbia de nuevo. ¿Qué ha ocurrido?

Descomposición de los bicarbonatos



El bicarbonato de calcio se descompone: en ácido carbónico y carbonato de calcio.

El ácido carbónico a su vez se descompone en CO_2, que se desprende en abundantes burbujas gaseosas y agua que se evapora también.

El carbonato de calcio, no teniendo ya el ácido carbónico que lo disolvía, *precipita*.

Esta reacción explica la formación de *depósitos calcáreos en la Naturaleza*. Los bicarbonatos (solubles) se descomponen espontáneamente, pero con lentitud, en carbonatos insolubles y en CO_2, que se esparce en la atmósfera.

Estalactitas y estalagmitas

Existen en algunas partes de la tierra, grutas en las que este mismo fenómeno se ha producido en una forma interesante: cuando llega al techo de esas grutas a través de hendiduras del suelo, agua que contenga mucho bicarbonato de calcio disuelto, la gota queda suspendida un tiempo en la hendidura, hasta que aumenta de volumen y cae. Pero, mientras tanto, *va perdiendo su CO_2* y se va por eso precipitando el carbonato de calcio, sólido, que formará al principio una pequeña prominencia, que se irá agrandando y alargando a medida que llegue el agua bicarbonatada. Después de mucho tiempo, se forman *verdaderas columnas*, que cuelgan del techo. Las llaman **estalactitas.**

Las gotas de agua que caen al piso de la gruta, sufren allí el mismo proceso químico y se va así depositando en el suelo el carbonato de Ca, sólido, que au-

mentando sin cesar, aunque lentamente, puede llegar a formar *columnas* llamadas **estalagmitas,** que a veces alcanzan a juntarse con las estalactitas, formando columnas completas.

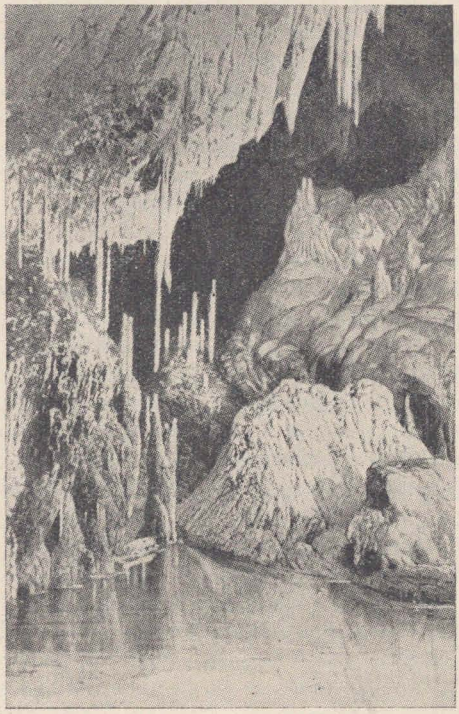


Fig. 42. Estalactitas y estalagmitas.

El C y el CO_2 en la Naturaleza. — Ahora estamos en condiciones de comprender muchos fenómenos naturales, en los que intervienen estas dos sustancias y que se relacionan con nuestra vida y la de todos los organismos.

Combustión del C

Hemos visto que el C *al arder*, sea carbono puro, sea

carbón fósil o artificial o sean sustancias orgánicas, *produce anhidrido carbónico y calor.*

Calor desarrollado y energía utilizable

Hemos visto también que el desarrollo a liberación de calor en la combustión del carbono, es bastante grande, puesto que 6 kilos de carbón pueden hacer *hervir* 80 litros de hielo fundido (1).

Si el alumno reflexiona y aplica lo que dijimos en página 63, podrá calcular *el enorme volumen* que ocuparán los 80 litros de agua cuando se transforma en vapor, sabiendo ya que dicho volumen aumenta 1650 veces. *Puede imaginar entonces el enorme trabajo que podrá realizarse con la presión que ejerza dicho vapor.*

La Naturaleza nos ofrece, pues, *una gran energía potencial acumulada en el carbón.*

Una pila de este mineral puede permanecer durante siglos, aparentemente invariable, pues la oxidación que sufre por el contacto con el aire es tan lenta que no se percibe, pero si lo ponemos *incandescente en un punto*, empieza la reacción química rápida, *la combustión*, y arde totalmente, apoderándose del oxígeno del aire y liberando su energía, que aprovechamos de varias maneras: cociendo nuestros alimentos, neutralizando el frío intenso del invierno o produciendo trabajos mecánicos.

El C y la vida.

Hemos visto también que nuestro organismo y el de los animales, producen anhidrido carbónico (ver página 232). Como sabemos, por otra parte, que *nosotros y los animales consumimos oxígeno para vivir*, deducimos que en el interior del organismo se ha de producir una reacción semejante a la de la combustión del carbón: si se consume oxígeno y se expele anhidrido carbónico, debe deducirse que *se han de oxidar las sustancias orgánicas que forman los tejidos animales*, y como en la oxi-

(1) 80 litros de agua de hielo (0°) para llegar a 100°, absorben:

$$80 \times 100 = 8000 \text{ grandes calorías}$$

y para *hervir*, es decir, para transformarse en *vapor*, absorben:

$$80 \times 536 = 42880 \text{ grandes calorías.}$$ (ver pág. 62).

En total: 50880 grandes calorías y como cada k. de C. produce 8000 calorías grandes, se obtiene esa cantidad de calor con 6 kilos de carbón, aproximadamente.

dación de dichas sustancias se produce calor, *tenemos que interpretar que el calor constante de los animales* (1) *se debe a la constante oxidación de sus tejidos.*

El consumo indispensable de alimentos, tiene por objeto reponer los materiales oxidados en esta función vital que llamamos *respiración.*

Como una consecuencia de nuestra vida, se consume, pues, carbón.

Las reservas que nos ofrece la naturaleza son muy grandes, pero aumentando la población y, por lo tanto, las necesidades humanas, deberá disminuir paralelamente la riqueza de carbón.

¿Cómo se recupera? Lo veremos en el párrafo siguiente.

Importancia del anhidrido carbónico. — Quemamos el carbón para extraer de él la energía que contiene y aplicarla a nuestras necesidades.

El anhidrido carbónico que resulta, ya no lo podemos utilizar, pues no es combustible.

Si se acumula en el aire, lo hace irrespirable, y si su concentración en este medio alcanzara al 20 %, produciría la muerte de los organismos animales. Ya una proporción de 3 a 5 % produce trastornos nerviosos graves, que se manifiestan principalmente como *sopor invencible.*

Afortunadamente estas proporciones tóxicas están muy por encima de la que existe habitualmente. La relación media del CO_2 *es de 4 volúmenes de este gas en 10.000 de aire.*

Si reflexionamos que la cantidad de CO_2 que producimos diariamente es enorme y continua, nos llamará la atención que el aire contenga tan poco.

Existe también otro hecho extraordinario: *la proporción de CO_2 en el aire no aumenta;* se mantiene fija en relación aproximada de $\frac{4}{10.000}$ ¿Cómo explicarlo?

(1) Nuestro cuerpo tiene aproximadamente 37° de temperatura, en regiones cálidas o frías.

Nuestra vida y los vegetales

Este es uno de los ejemplos más bellos del admirable equilibrio que reina en la Naturaleza. El CO_2, producto de deshecho y nocivo para el hombre y los animales, *es el alimento de las plantas verdes.* Estas, por intermedio de un *catalizador* que contienen en las células de sus hojas, **la clorófila**, pueden descomponer el CO_2; *ceder al aire el oxígeno* y combinar inmediatamente el C residual con el H_2O que les llega por las raíces, formando sustancias orgánicas llamadas **hidratos de C**, una de las cuales, muy importante, es el **almidón**, de fórmula $[C_6H_{10}O_5]n$. Es dedir: n $C_6(H_2O)_5$.

Este almidón *lo acumulan en los granos*, semillas que servirán después de alimento al hombre y a los animales (trigo, maíz, etc.).

Forman también **celulosa**, de composición semejante al anterior $[C_6H_{10}O_5]m$, y *que constituye la parte principal de la madera, de la cual obtendremos nuevamente el carbón.*

Pero, para realizar este *prodigio*, necesitan la luz del sol: si se mantienen las plantas en la oscuridad, no absorben el anhidrido carbónico.

Por otra parte, cuando se forma la expresada transformación entre el CO_2 y el agua, se acumulan en el almidón *671 calorías.* Esa energía absorbida, nos la envía el sol con su luz, y las plantas realizan la obra benéfica de restituir al aire el oxígeno, al mismo tiempo que acumulan energía solar.

Sin sol no viven las plantas, sin éstas no viven los animales: somos una dependencia del sol.

En esquema representaremos este fenómeno:

$$6CO_2 + 5H_2O \longrightarrow C_6H_{10}O_5 + \boxed{6O_2} - 671 \text{ calorías.}$$

anhidrido carbónico — almidón — (calorías absorbidas y que existen en estado potencial en el almidón).

Pero no es esto todo. ¿Por qué se mantiene constante en la atmósfera la proporción de $\frac{4}{10.000}$ de CO_2?

Si los vegetales lo absorben y los animales lo producen, debiera, según las épocas y las localidades, sufrir fluctuaciones.

Equilibrio del CO_2.

Véase cómo se explica ahora el *equilibrio* al que aludíamos al principio de este párrafo.

Interviene otro factor. Es el mar.

Si la proporción del CO_2 aumenta mucho, se disuelve en mayor cantidad en el agua de mar, y como en ella existen *bases*, se forman carbonatos solubles e insolubles. Ej.: CO_3Na_2 y CO_3Ca.

El aire y el mar.

Si continúa llegando CO_2, por aumento de producción, los carbonatos lo absorben, disolviéndose los insolubles, pues forman *bicarbonatos* (ver pág. 237). Ejemplo: $(CO_3H)_2Ca$.

Estos bicarbonatos, luego se descomponen espontáneamente en carbonatos y CO_2, cuando la proporción de éste en el aire es menor de $\frac{4}{10.000}$.

En resumen, si la proporción del CO_2 en el aire es mayor de $\frac{4}{10.000}$ el exceso se acumula en el mar; si es menor de $\frac{4}{10.000}$ lo que falta se desprende del mar.

Y el equilibrio queda restablecido.

ÓXIDO DE CARBONO

En pág. 229 hemos dicho, que cuando el carbono arde incompletamente, se produce un gas llamado *óxido de carbono.*

Su composición es CO, pues su peso molecular es 28 y el V.G.M. está formado por 12 gr. de C y 16 gr. de oxígeno.

Dijimos que se produce también cuando el CO_2 se encuentra con C incandescente. Es decir:

$$CO_2 + C = 2CO$$

Hemos visto que existe también en el *gas de alumbrado.*

Propiedades. — Incoloro. Inodoro. Menos denso que el aire.

Indiferente en presencia de los ácidos. No es, pues, un óxido verdadero; pues éstos se combinan con los ácidos para formar sales.

Es fácilmente combustible. Arde con una bella *llama azul,* produciendo anhidrido carbónico:

$$CO + O = CO_2 \text{ (1)}$$

El óxido de carbono debe considerarse como un compuesto "*no saturado*". El C se manifiesta, en efecto, siempre tetravalente y el oxígeno bivalente. El óxido de C, entonces, dispondrá aún de capacidad de combinación o valencias.

(1) Estas llamitas azules se observan siempre que se enciende carbón. La porción de carbón que cubre a las brasas, reduce el CO_2 formado, produciendo CO que en contacto con el aire se inflama, con la característica llama azul.

Y, efectivamente, se combina por contacto directo con el Cl, formando:

$$CO + Cl_2 = CO\,Cl_2$$

oxicloruro de carbono, líquido que hierve a 8° y es muy tóxico.

El CO es un gas extraordinariamente tóxico. Una proporción de 3 por 100 en el aire que respiramos puede producir la muerte (1). Muy tóxico.

Un sujeto que haya aspirado óxido de carbono y manifieste síntomas de envenenamiento, gran dolor de cabeza y sopor, debe llevarse al aire libre y, si es posible, *hacerle respirar oxígeno puro.*

Las propiedades tóxicas del gas de alumbrado se deben al óxido de carbono que contiene. Reductor.

El óxido de C es un reductor. En metalurgia se lo utiliza para reducir algunos óxidos metálicos.

Se utiliza también como *combustible.*

(1) Zola murió víctima de este gas.

SULFURO DE CARBONO

Líquido. Peso molecular: 76. Composición: C = 12. S = 64.

Fórmula CS_2.

Esta sustancia, que hemos citado en varias oportunidades, se produce *combinando directamente el C con el S.*

Se calienta el carbón hasta la incandescencia y se hace llegar sobre él vapores de S.

El sulfuro de C que se forma se condensa luego en un serpentín.

Es un *líquido* incoloro de *olor repugnante*, que ha sido comparado al que exhala un repollo podrido. Sin embargo, perfectamente purificado, es *inodoro.*

Hierve a 45°. Es, por lo tanto, *muy volátil* y es extraordinariamente *inflamable.* Por esta propiedad, debe manipularse con extremo cuidado.

Sus vapores forman, mezclados con el aire, una *mezcla explosiva.* El producto de su combustión es:

$$CS_2 + {}_3O_2 = CO_2 + {}_2SO_2$$

anhidrido carbónico y anhidrido sulfuroso.

Los vapores de sulfuro de carbono son *tóxicos.*

Se utiliza esta sustancia para muchas operaciones: disuelve el azufre, el fósforo, el iodo, las grasas.

Se lo emplea en la *vulcanización del caucho* (ver azufre) y como *insecticida.*

SILICIO

Si.

Hemos visto que el Carbono es el elemento constante de las sustancias orgánicas. Acabamos de ver que de él extraen los organismos la energía necesaria para mantener el funcionamiento de su vida. Consideraremos *al carbono como el elemento principal de la materia viva.*

En este capítulo *estudiaremos el elemento principal de la materia mineral.*

Elemento principal de la materia mineral

El silicio se asemeja químicamente al carbono: como él es un *metaloide;* como él es *tetravalente.*

Estado natural. — A diferencia del carbono, *no se encuentra libre en la Naturaleza.*

Combinado, forma el 25 % de la corteza terrestre. Las *arenas* son el anhidrido de este elemento: SiO_2, y las *rocas* están formadas, principalmente, por este anhidrido, combinado con óxidos metálicos.

Obtención. — Por procedimientos químicos, puede obtenerse el silicio libre: mezclando *arena fina con magnesio en polvo* y calentando la mezcla en un punto, se produce una *viva reacción:* el Magnesio, *metal muy oxidable*, reduce al SiO_2. La reacción es la siguiente:

$$2Mg + \underbrace{SiO_2}_{\text{anhidrido silícico}} = Si + 2MgO$$

Si amorfo

Luego, tratando la mezcla por un ácido diluído, se disuelve el Mg O y queda el **silicio amorfo.**

Si cristalizado

Puede obtenerse el **silicio cristalizado,** disolviendo el amorfo en *Zn fundido:* al enfriarse la solución y solidificarse el Zn, se separa el Si cristalizado.

Tanto el Si amorfo como el cristalizado *funden a temperatura alta.* Por esta propiedad se diferencian del carbono, que, como hemos visto, no funde.

El Si desaloja al C

El Si se manifiesta *más activo que el carbono.* Si se calienta en presencia de carbonato de potasio fundido, se produce silicato de potasio y se separa carbono.

COMPUESTOS DEL SILICIO

Carburo de Silicio. — Esta sustancia se produce cuando se calienta *arena* (SiO_2) con coque en el horno eléctrico (3500°). Se produce la siguiente reacción:

$$\underset{\text{anhidrido silícico}}{SiO_2} + 3C \longrightarrow \underset{\text{óxido de C}}{2CO} + \underset{\text{carburo de Si}}{SiC}$$

Carborundun

Se le denomina en el comercio **"carborundun"** y se utiliza como *piedra esmeril, por su gran dureza.* Es poco menos duro que el diamante.

Fluoruro de Silicio. ($Si\ F_4$). — Es un *gas.* Se produce cuando se hace actuar el HF concentrado sobre *arena.*

$$\underset{\text{Anhidrido silícico}}{SiO_2} + \underset{\text{ácido fluorhídrico}}{4FH} = 2H_2O + \underset{\text{Fluoruro de Si}}{\boxed{SiF_4}} \nearrow$$

De la misma manera actúa el ácido fluorhídrico sobre *los silicatos.*

El *vidrio* es silicato artificial, y por eso el HF se utiliza para grabar el vidrio (ver pág. 122).

Anhidrido silícico. — $Si\ O_2$ — Su fórmula es semejante al anhidrido carbónico, pero su estado físico es muy distinto. Aquél es un gas. Este es un sólido.

La sílice o anhidrido silícico (SiO_2) se encuentra en la Naturaleza en variadas formas: el **cuarzo** llamado *cristal de roca,* transparente e incoloro.

La **amatista** es cuarzo coloreado por vestigios de sales de manganeso o de hierro. Si contiene incluídas sustancias orgánicas, forma el **cuarzo ahumado.**

El **ágata** es otra variedad de cuarzo empleada por su gran dureza, para fabricar *morteros*, utilizados en los laboratorios para pulverizar sustancias sólidas.

Y por fin las **arenas** (cuarzos impuros), de tanta importancia en los trabajos de albañilería.

La sílice existe también, aunque en mucha menor proporción, en el reino vegetal y animal.

Los *tallos de los cereales* contienen abundante sílice.

En el reino animal existe en los inferiores (caparazón de los infusorios) y se le denomina "*tierra de infusorios*". En los animales superiores se la encuentra en las *plumas de los pájaros* y en el *pelo de los mamíferos*.

Semejanza química con el CO_2

Químicamente se asemeja al anhidrido carbónico: vimos que éste produce un ácido inestable, al combinarse con los elementos del agua. El SiO_2 puede combinarse en varias proporciones con los elementos del agua y producir *varios ácidos silícicos*, también poco estables, pero que combinados con las bases, producen una enorme variedad de *silicatos*, que se encuentran en la Naturaleza y forman las principales montañas.

Las montañas

En su forma más simple y esquemática, podríamos representar esta reacción así:

$$SiO_2 + H_2O \longrightarrow \underbrace{[SiO_3H_2]}_{\text{ácido silícico}}$$

$$SiO_3H_2 + 2K(OH) \longrightarrow 2H_2O + \underbrace{SiO_3K_2}_{\text{silicato de K. (1)}}$$

Muy duro

Propiedades. — El cuarzo, que es la forma de sílice más pura, es *muy duro:* raya al vidrio, pero es rayado por el diamante.

Poco fusible

Es *infusible a las temperaturas a que se funden ordinariamente los metales en la fragua.* Pero puede fundirse en la llama del soplete oxídrico (ver pág. 52).

(1) Análogo al carbonato de potasio. (CO_3K_2).

Es muy resistente a los reactivos: los ácidos más fuertes, como el sulfúrico o el nítrico, no lo atacan. Pero el HF, hemos visto que lo disuelve con facilidad, formando fluoruro de silicio.

Calentado fuertemente con *hidrato de sodio fundido*, se combina con éste, formando silicato.

$$SiO_2 + \begin{matrix} NaOH \\ NaOH \end{matrix} \longrightarrow H_2O + \underbrace{SiO_3Na_2}_{\text{silicato de Na}}$$

La transformación química es, como vemos, semejante a la que ocurre entre el anhidrido carbónico y el hidrato de sodio. La diferencia está en que aquélla se opera en solución y a la temperatura ordinaria.

Aplicaciones. — La utilidad de la arena en las construcciones, es bien conocida.

La sílice, fundida y resolidificada por enfriamiento, forma una masa *vítrea* que resiste, sin romperse, cambios bruscos de temperatura. Se utiliza, por eso, para fabricar objetos que deban soportar variaciones de temperatura, como, p. ej., útiles de laboratorios y utensilios de cocina. Su precio es aún muy elevado.

Silicatos naturales

Silicatos. — Hemos visto que puede obtenerse silicato de sodio, fundiendo juntos la sílice con la soda. Así formamos una sustancia semejante, en su composición química, al carbonato de sodio. La Naturaleza, en cambio, nos ofrece una enorme variedad de silicatos que deben considerarse como combinaciones de la sílice, con *varias proporciones de soda y agua* o de otras bases y agua, y luego combinaciones de esos silicatos entre sí, formándose *silicatos mixtos*.

Los más comunes son los siguientes:

Feldespato. — Silicato de aluminio y de potasio. Es uno de los componentes del *granito*.

Piedra pómez. — Es feldespato, producto de erupción volcánica.

Esmeralda. — Piedra preciosa; es un silicato de aluminio y un metal poco abundante: el glucinio.

Micas: Silicato de aluminio, hierro, potasio y magnesio.

Talco. — Silicato de magnesio.

Amianto. — Silicato de magnesio (difiere del anterior por la cantidad de agua combinada).

Estos silicatos naturales *que forman las rocas* que no son carbónicas, resisten a la acción de los ácidos en nuestros laboratorios. Para disolverlos es necesario pulverizarlos previamente y atacarlos luego por el ácido fluorhídrico: de esta manera se forman floruro de silicio y fluoruros de los varios metales que componen el silicato que se estudia.

El ácido carbónico y las montañas

En la Naturaleza, en cambio, se está produciendo, desde hace siglos, un fenómeno que parecerá extraño: las rocas, por la acción lenta pero constante del viento, del agua y sobre todo del mar, van siendo disgregadas poco a poco y luego arrastradas por las corrientes de agua, formando depósitos de *terrenos sedimentarios*, cuyos componentes típicos, son **la arena, la arcilla y los calcáreos.**

El fenómeno químico que se produce es el siguiente: a la acción previa de *disgregación mecánica* se *agrega la acción química del ácido carbónico, disuelto en el agua.*

Tomemos como ejemplo el granito. Está formado por *cuarzo*, *feldespato* y *mica*. Al actuar el ácido carbónico sobre él, se produce *lentamente* una transformación: la potasa del feldespato se combina con el ácido carbónico, formándose carbonato, y del silicato complejo primitivo, queda sólo el silicato de aluminio, que constituye la llamada *arcilla.*

Arena y Arcilla

El cuarzo o sílice que ha quedado separado de los demás componentes, por efecto de la acción mecánica que citamos, va a constituir los médanos y las arenas de los ríos y del mar.

Cosa parecida ocurre con los demás silicatos naturales: *poco a poco se van transformando en carbonatos.* Diremos, entonces, que las rocas van siendo *demolidas* por el anhidrido carbónico de la atmósfera, y esto nos demuestra que *el ácido carbónico debe ser, aunque débil, un ácido más fuerte, más ionizado que el ácido silícico* (1).

Aplicación de los silicatos. — *Cerámica.* Acabamos de ver el proceso natural por el que se ha originado la *arcilla.* Esta es, químicamente considerada, silicato de aluminio, pero raramente se la encuentra pura. Por lo general, está mezclada con otros silicatos, sobre todo de *hierro, y por consiguiente su color varía.*

Barro cocido

Las arcillas son blandas y suaves al tacto. Absorben agua y producen, así, una pasta que puede modelarse con facilidad. Cuando se seca, experimenta contracción de volumen y se hace quebradiza; pero si se calienta con el fin de secarla, entonces adquiere gran dureza y puede utilizarse para fabricar muchos objetos. Son los llamados, en el comercio, objetos de **barro cocido:** macetas para plantas, tejas, ladrillos, utensilios de cocina, etc.

Porcelana. — Para fabricar este producto, se emplea la *arcilla pura* (llamada Kaolin), que se mezcla con feldespato y arena; se empasta y se cuece en hornos especiales, a *temperatura alta.* El feldespato, que forma parte de la mezcla, funde por el calor y llena los poros de la arcilla, mezclándose así más uniformemente con ella. Al enfriarse, se obtiene una masa dura y translúcida llamada porcelana.

Para *esmaltarla* se la cubre de una pasta formada por cuarzo y feldespato bien pulverizados y desleídos en agua, y se hace cocer nuevamente.

(1) Esta acción que parece paradójica, la ha expresado la experiencia de siglos, con la frase de "*el agua horada la piedra*".

Loza. — Cuando la arcilla empleada no es tan pura como el Kaolin, que se utiliza para la porcelana, se obtiene, después de la cocción, *la loza*, que es porosa. Se la impermeabiliza por medio de polvo de un feldespato muy fusible.

Vidrio. — Esta sustancia, tan útil en la vida diária, es *transparente, dura, frágil.*

Funde a elevada temperatura, y antes de pasar al estado líquido, se hace pastoso (1) y puede ser moldeado y trabajado como la arcilla.

Si se calienta y luego se enfría bruscamente, se rompe (2).

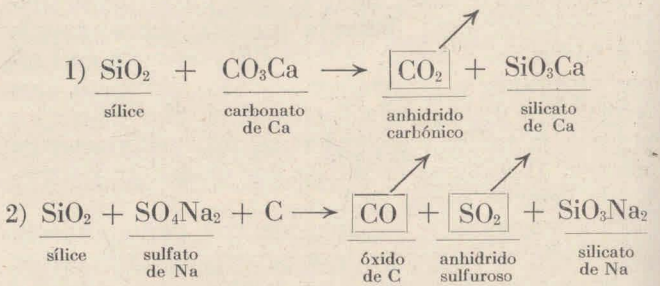
Es bastante estable al aire y en presencia del agua y de los ácidos. El HF, hemos visto que lo ataca fácilmente.

Conduce mal el calor y la electricidad.

Químicamente, es una mezcla de sílice y de varios silicatos, en estado amorfo.

Para fabricarlo se emplea arena blanca (SiO_2) y carbonato de potasio (o carbonato de sodio), sulfato de sodio y carbón (polvo de coque), óxido de plomo, etcétera, según la variedad de vidrio que quiera obtenerse.

Supongamos que se haya mezclado SiO_2, CO_3Ca; SO_4Na_2, y C: las reacciones químicas, *a la temperatura elevada del horno*, serían las siguientes:



(1) Recordemos que habitualmente un sólido pasa al estado líquido, sin transición.

(2) Fenómeno que no se produce con el cuarzo fundido (pág. 251).

Aquí notamos una reacción química, que al alumno le parecerá contradictoria a la estudiada en la pág. 252. Es que aquí las condiciones de la reacción son otras muy distintas.

La acción del CO_2 sobre los silicatos naturales, que explicamos entonces, se producía lentamente y en frío. Aquí, a temperatura alta, se produce la reacción inversa: en estas condiciones, el anhidrido silícico (SiO_2), **que es fijo** (no se volatiliza), desaloja al anhidrido carbónico (CO_2) (Reacción N.° 1).

En la reacción N.° 2, el (SiO_2) desaloja al SO_3 que, por efecto del calor, se habrá formado con el sulfato empleado: $SO_4Na_2 \longrightarrow ONa_2 + SO_3$; se combina con el óxido de sodio formando silicato, y el anhidrido sulfúrico *se reduce*, por el carbón, dando óxido de carbono y anhidrido sulfuroso, que se desprenden como lo indica el esquema.

Los silicatos formados *funden* por la acción del calor; los gases que se desprenden (CO, CO_2, SO_2) remueven la masa; las materias menos fusibles, que se agreguen para producir variedades de color o tipos distintos de vidrio, se disuelven en el silicato fundido y las impurezas se acumulan en la superficie de la masa fundida, *como escoria*, que es *espumada*. En esas condiciones es cuando se moldea y se trabaja el vidrio.

Distintas variedades de vidrio.

Vidrio de ventanas:	formado por silicatos de sodio y calcio.
» » *botellas:*	formado por silicatos de sodio, de calcio, de aluminio, de hierro.
» » *Bohemia:*	(poco fusible) formado por silicatos de potasio y calcio.
Cristal:	formado por silicatos de potasio y plomo.
Strass:	vidrio fabricado para imitar piedras preciosas. Está formado por sílice; ácido bórico, plomo, potasio y sodio. El color se le da añadiendo óxidos metálicos. (Fe, Cr, Co, etc.).

CAPÍTULO XV

METALES

En el capítulo del oxígeno, agrupamos los elementos en **metales** y **metaloides.**

Combinados con los ácidos forman sales

La diferencia entre unos y otros, consistía en que los *metaloides producían ácidos* y *los metales no.*

Luego vimos en varias oportunidades que los ácidos se combinaban con los metales para formar sales.

Esta clasificación es bastante exacta, pero no es general.

Existen muchos elementos cuyas reacciones químicas pueden variar según las circunstancias: en algunos casos *funcionan* como metales típicos, formando óxidos básicos, y en otros, como los metaloides, formando óxidos ácidos o anhidridos.

Sin embargo, como los elementos que describiremos en este capítulo, presentan mayor tendencia a funcionar como metales que como metaloides, los agrupamos aquí.

Todos los metales tienen una serie de **propiedades físicas** muy características, que son las siguientes:

Todos son sólidos a la temperatuta ordinaria. Excepto el mercurio, que es líquido.

Brillo metálico. — Es característico; lo presentan cuando tienen forma compacta. *Pulverizados pierden el brillo,* salvo el magnesio y el aluminio, que lo conservan.

El color de los metales en forma compacta, cuando están bien pulidos, es por lo general blanco grisáceo.

El oro es amarillo anaranjado; el cobre es rojo; el zinc es gris azulado.

Densidad. — Los metales usuales y más conocidos en la vida diaria, son pesados. El aluminio hace excepción (D = 2,6).

Según esta propiedad, se agrupan los metales en **livianos** y **pesados:** los primeros tienen una densidad menor que 5; los segundos mayor. (El platino tiene densidad = 21,48).

Fusión. — Todos pueden ser fundidos a distintas temperaturas.

Muchos pueden ser *volatilizados* con los mecheros de gas de nuestros laboratorios (Hg. K. Na. Zn). Otros pueden volatilizarse en el arco voltaico.

Conductibilidad calorífica y eléctrica. — Todos los metales, en forma compacta, conducen bien el calor y la electricidad. Estas propiedades disminuyen, naturalmente, cuando los metales están en polvo.

La plata es el mejor conductor eléctrico y calorífero, pero, por su precio elevado, ha sido reemplazada, en estos usos, por el cobre, de menor precio y también buen conductor (cables eléctricos, alambiques de destilación, etc.).

Dureza. — Esta propiedad se refiere a la resistencia de un cuerpo a ser *rayado* por otro. El potasio y sodio son metales blandos como la cera. El platino es bastante duro. (Recordar que el diamante es el cuerpo más duro).

Esta propiedad de los metales se aprovecha para fabricar objetos como limas, barrenos, martillos, etc. Los cuerpos duros resisten al desgaste por penetración (fabricación de yunques) o por frote (llantas de ruedas, cojinetes, pistones, etc.)

La *fragilidad* (facilidad para romperse por un choque brusco) está, por lo general, en relación con la dureza.

Tenacidad. — Se refiere a la resistencia que presentan los metales a la ruptura, cuando se los somete a la *tracción;* el *hierro* y el *cobre* son muy *tenaces;* el estaño y el plomo poco.

Se determina por la carga que soporta hasta romperse, un hilo metálico de 2 mm. de espesor.

Maleabilidad. — Es la propiedad que presentan de ser transformados en láminas. Para laminar algunos metales es necesario calentarlos; otros pueden laminarse en frío.

El oro es el más maleable; pueden fabricarse hojas de diez milésimos de milímetro de espesor.

En orden decreciente de maleabilidad siguen la plata, aluminio, cobre, zinc, estaño, plomo, hierro.

Ductilidad. — Los metales pueden estirarse en *hilos*, lo que constituye su ductilidad.

Metales	Símbolo	Valencias	Dureza	Densidad	Temp. de fusión	Conductibilidad calorífica	Conductibilidad eléctrica	Tenacidad	Orden de maleabilidad	Orden de ductilidad
Potasio	K	1	m. b.	0.8	62					
Sodio	Na	1	» »	0.9	95					
Calcio	Ca	2		1.57						
Magnesio	Mg	2		1.74						
Hierro	Fe	2–3	d	7.8	1500	119	130	70	9	5
Zinc	Zn	2	b. d.	6–9	410	190	240	15	8	8
Cobre	Cu	2	b.d	8.9	1100	736	835	37	4	7
Plomo	Pb	2–4	b	11.3	335	85	107	3	7	10
Estaño	Sn	2–4	b.d	7.3	228	145	226	5	5	9
Aluminio	A.	3	b.d	2.6	750	450	480		3	4
Oro	Au	3	b.d	19	1250	532	585	18	1	1
Plata	Ag	1	b.d	10.4	1000	1000	1000	24	2	2
Platino	Pt	4	bd..	21	2000	184	103	34	6	3
Níquel	Ni	2	d.	8.8	1600			87	10	6

COMBINACIONES DE LOS METALES ENTRE SÍ

ALEACIONES

Los metales pueden *combinarse* entre sí, pero las combinaciones que forman se producen *en relaciones de peso muy diferentes* a las que hemos estudiado hasta ahora.

Estas combinaciones se efectúan cuando se funden dos o más metales al mismo tiempo, o cuando en un metal fundido se disuelve otro que tenga una temperatura de fusión inferior. Al enfriarse los metales fundidos, se obtiene *una masa homogénea*, a la que se denomina **aleación** (del latín "legare" = unir íntimamente).

Cuando una aleación fundida por el calor *se deja enfriar lentamente*, puede ocurrir que se formen cristales en el seno de la masa metálica fundida (líquida). Si se analizan estos cristales, se los encuentra formados por la unión de varios metales, *en proporción de sus pesos atómicos*, pero proporciones muy diferentes a las que hemos estudiado entre metales y metaloides. Se conocen, por ejemplo, **aleaciones definidas** de fórmula Hg_6Na; $CuSn_3$; $Cu_{12}Pb$ en los que el alumno puede notar que no se cumple, como hemos visto hasta ahora, *la regla de la valencia*, pero se mantiene siempre el concepto atómico: Hg_6Na, representa un compuesto formado por el peso de seis átomos de mercurio con un átomo de sodio.

Estos que acabamos de citar son unos pocos ejemplos de muchísimas combinaciones entre metales, hoy conocidas.

Y la aleación, en total, debe considerarse como una mezcla de un metal en exceso y de uno o varios compuestos, resultantes de la unión de dos metales en proporciones definidas.

Soluciones sólidas

Son homogéneas, como las soluciones, y se las llama también **soluciones sólidas.**

Las aleaciones tienen un gran valor industrial.

Las propiedades que presentan varían mucho, según las proporciones de sus componentes. Por ej.: *el bronce*, tan utilizado, es una aleación de *cobre con estaño* y resulta *más fusible, más duro y más maleable que el cobre.* No se oxida tan fácilmente como éste por la acción del aire:

El color de las aleaciones, es por lo común, diferente del que presentan los metales que las forman: *el latón*, p. ej., presenta un color amarillo algo semejante al del oro, y está formado por una aleación de *cobre* (color rojizo) y *zinc* (color gris azulado).

En otros casos, predomina el color de uno de los componentes, aunque se encuentre en menor proporción. Por ej.: las monedas de níquel presentan el color de este metal, a pesar de contener mayor proporción de cobre que de níquel (75 % de cobre y 25 % de níquel).

La dureza de las aleaciones es, por lo general, *mayor que la de los metales que las componen.* Por ej.: un poco de cobre añadido al oro o a la plata, producen una aleación bastante dura, por lo que se utiliza en la fabricación de monedas, que se desgastarían muy pronto si se acuñaran con oro o plata, puros.

Amalgamas. — (1) Así se denominan las aleaciones que se producen entre *diversos metales y mercurio.* Estas amalgamas son *frágiles, fácilmente fusibles* y *cristalizables.*

Todas son *muy solubles en mercurio* y todas se descomponen a la temperatura de ebullición de este metal (350°).

Es característica la facilidad con que se amalgaman el oro y la plata.

El sodio y el potasio desarrollan mucho calor cuando se amalgaman.

El hierro, en cambio, lo hace con mucha dificultad.

(1) Palabra que proviene de las griegas: "amalos" = blando y "gamos" = boda

Experiencia: Colóquese un poco de mercurio en una cápsula de porcelana e introdúzcase en el mercurio líquido, pedazos de sodio (tamaño de una arveja) bien limpios y secos (1). Como flotan en el mercurio, es necesario hundirlos, oprimiéndolos con una varilla de vidrio. Se oye un silbido, se desarrolla mucho calor y llega a inflamarse el vapor de sodio (pues éste se volatiliza debido al calor desarrollado) (2). Si se ha colocado poco sodio, la amalgama queda líquida; si se repite la operación varias veces, la masa al enfriarse se solidifica. Se ha formado la amalgama de sodio.

PRINCIPALES ALEACIONES:

De oro.	Medallas	oro	916
		cobre	84
	Monedas	oro	900
		cobre	100
	Joyas	oro	750
		cobre	250
De plata.	Medallas	plata	950
		cobre	50
	Monedas	plata	900
		cobre	100
	Joyas	plata	800
		cobre	200
De cobre.	Bronce de monedas y medallas	cobre	95
		estaño	4
		zinc	1
Bronce de cañones		cobre	90
		estaño	10
Bronce sonoro (platillos de orquesta, "gong", etc.)		cobre	80
		estaño	20
Bronce de campanas		cobre	78
		estaño	22
Latón		cobre	67
		zinc	33
De Plomo.	Letras de imprenta	plomo	55
		antimonio	25
		estaño	20
De estaño.	Metal inglés	estaño	100
		antimonio	8
		bismuto	1
		cobre	4

(1) El sodio se conserva dentro de nafta para que no se oxide.
(2) Conviene efectuar esta experiencia bajo una vitrina de buen tiraje, pues se desprenden vapores de mercurio que son tóxicos

PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS METALES Y SU CLASIFICACIÓN

Los elementos metálicos conocidos son aproximadamente sesenta. De éstos sólo la mitad presentan interés práctico.

Hemos visto en pág. 23, que *los metales calentados en presencia del aire se oxidan.* Valiéndonos de esta propiedad, podemos adoptar una *clasificación* de los metales, que, como toda clasificación en química, no será rigurosamente exacta, pero servirá para fijar las ideas.

Oxidación

Existe un grupo de *metales que no se oxidan al aire:* los antiguos les llamaron **metales nobles.** El oro, platino y plata pertenecen a este grupo.

Metales nobles

Al otro grupo de metales se le denomina **metales comunes.** *Se oxidan al aire*, pero, como esta oxidabilidad es muy variable, podremos subdividir este grupo de la manera siguiente:

Metales comunes

1.° **Metales muy oxidables.** Sus óxidos, *muy solubles en agua*, forman sustancias de carácter básico. Se les llama metales **alcalinos** (ver pág. 197, nota), son el *sodio* y *potasio*, que hemos mencionado varias veces, y el *litio*, *cesio* y *rubidio*, menos abundantes en la Naturaleza.

Alcalinos

Todos estos metales son *blandos*, *fácilmente fusibles*, *monovalentes*, y no se encuentran libres en la Naturaleza, debido a su gran afinidad por el oxígeno.

2.° Metales que forman *óxidos insolubles*, blancos, de aspecto terroso. Se los llama por ello **metales térreos.** El más importante es el *aluminio.* Es trivalente.

Térreos

3.° Metales que se asemejan a los dos grupos anteriores: forman óxidos poco solubles en agua, pero su solución produce sustancias de carácter básico. Se les llama los metales **alcalino térreos.** Son el *calcio*, el *estroncio* y el *bario*. Son bivalentes.

Alcalino térreos

El grupo N.° 1 y el N.° 3 (alcalinos y alcalino-térreos) no pueden utilizarse como *metales*, para los usos habituales de éstos, por su fácil oxidación y *porque son corroídos por el agua*. Se utilizan para algunas reacciones químicas.

Pero sus óxidos y sus sales, en cambio, son muy estables, y son los más importantes en la vida diaria.(1)

El aluminio (grupo N.° 2) presenta también gran afinidad por el oxígeno, pero *la capa de óxido* de aluminio que se forma en su superficie, cuando se pone en contacto con el aire, *es muy adherente al metal y lo protege* de una ulterior oxidación.

Prácticamente, entonces, se considera al aluminio como inoxidable y como es además muy liviano, se utiliza cada día más.

Metales alcalinos, térreos y alcalino-térreos, combinados con varios ácidos, forman las sales que constituyen la corteza terrestre. Su conocimiento, pues, además de ser interesante, es de la mayor importancia para nuestra vida.

La corteza terrestre

Existen otros metales terrosos. Su número es bastante grande, pero como se los encuentra en pequeña cantidad, comparados con los grupos anteriores, se les llama metales de las "tierras raras". Uno de ellos es el *Cerio*.

4.° Este es el grupo que *desde el punto de vista físico*, es el más importante.

Los metales que lo forman presentan las características acentuadas de dureza, maleabilidad, tenacidad, etc., y una suficiente inalterabilidad al

Metales comunes

(1) Recuérdese el cloruro de sodio (sal marina) y la cal (óxido de calcio).

aire, como para ser empleados solos o en aleación, en las múltiples aplicaciones del trabajo humano. Son los metales más conocidos: el *hierro*, el *zinc*, el *cobre*, etc.

Metales para aleaciones

5.° Agruparemos aquí varios metales que llamaremos "metales-metaloides", pues pueden actuar en las dos formas. Producen óxidos que funcionan como los anhidridos, pues se combinan con *bases* de otros metales.

Estos elementos no presentan, considerados como metales, la importancia de los metales verdaderos del grupo anterior, pero producen compuestos de gran valor industrial y *forman aleaciones muy valiosas*.

Ej.: el *manganeso*, el *cromo*, el *estaño*, etc.

CARACTERÍSTICAS QUÍMICAS DE LOS METALES

Los óxidos. Los hidróxidos. — Ya hemos tenido oportunidad de ver que el oxígeno se combina con todos los elementos, y en pág. 31 aprendimos la diferencia que existe entre los óxidos de los metaloides y los óxidos de los metales. Los primeros se combinan con el agua formando ácidos. Los segundos al combinarse con el agua producen *bases*.

Los metales producen bases.

En pág. 148 vimos de qué manera podíamos interpretar esta combinación del agua con los óxidos para formar **hidróxidos**, *que habitualmente se denominan hidratos*.

Estos *hidratos* o **bases** pueden ser solubles en agua o insolubles.

Los hidróxidos de metales alcalinos son solubles en agua.

Hidróxidos solubles.

Los hidróxidos de metales alcalino térreos son poco solubles.

Los hidróxidos de los otros metales son insolubles.

Hidróxidos insolubles.

Los hidróxidos solubles pueden obtenerse por acción del agua sobre los óxidos (ver pág. 148) o por acción de los metales sobre el agua (ver pág. 44).

$$\underset{\text{óxido de Na}}{Na_2O} + H_2O = \underset{\text{hidrato de sodio}}{2Na.(OH)}$$

$$\underset{\text{óxido de Ca}}{CaO} + H_2O = \underset{\text{hidrato de Ca}}{Ca(OH)_2}$$

Experiencia: Colóquense en una cápsula de porcelana, algunos fragmentos de *cal viva* (Ca O), del tamaño de una avellana y échese sobre ellos, *gota a gota*, agua tibia para llenar sus poros. Evítese un exceso de agua.

Obtención de hidratos solubles.

Cuando se nota que los fragmentos de cal viva ya no absorben el agua que se vierte sobre ellos, se deja en reposo la cal humedecida y pronto *se nota gran desarrollo de calor.* Se desprende abundante vapor de agua y los fragmentos de cal, se disgregan en un polvo blanco y seco.

Es hidrato de calcio.

Retírese una porción de ese polvo; colóquese en un frasco con bastante agua; agítese bien con el objeto de disolverlo y déjese en reposo. La mayor parte del hidrato se deposita en el fondo del frasco: no se ha disuelto. El líquido límpido contiene la porción que se disolvió. Decántese con cuidado, a otro frasco y si se quiere conservarla para futuras experiencias, tápese bien, con un tapón de corcho.

Azulean el tornasol.

Esa solución azulea el tornasol. Es una base. Es el hidrato de calcio disuelto en agua.

Todos los hidratos solubles actúan de la misma manera sobre el tornasol. Por este hecho hemos deducido (ver pág. 194) que las soluciones de hidróxidos deben contener el *oxidrilo* (OH) en estado de *ionización, atribuyendo al ion oxidrilo la acción que estas bases ejercen sobre la tintura de tornasol.*

Preparación de hidratos insolubles

Los hidróxidos insolubles se preparan *desalojándolos* de sus sales. Esta reacción es análoga a la que fué utilizada para preparar los ácidos (ver páginas 73 y 197).

Experiencia: Colóquese en un vaso de precipitación, unos 10 cc. de *solución de sulfato de cobre.* Viértase sobre ella otra *solución de hidróxido de sodio,* gota a gota; mientras se agita con una varilla de vidrio. Se obtiene un *precipitado azul.* Es hidróxido de cobre. Si se ha añadido la *suficiente proporción* de hidrato de sodio, todo el cobre se habrá separado en forma del compuesto hidróxido de cobre y el líquido que sobrenada, incoloro, será sulfato de sodio.

$$\underset{\text{sulfato de Cu}}{SO_4Cu} + \underset{\text{hidróxido de Na}}{2Na(OH)} = \underset{\text{soluble}}{SO_4Na_2} + \underset{\text{precipitado azul}}{Cu(OH)_2}$$

De la misma manera pueden obtenerse los otros hidróxidos insolubles.

Por filtración puede separarse el hidróxido insoluble, $Cu(OH)_2$, del sulfato de sodio disuelto.

Los hidróxidos insolubles no modifican el tornasol, puesto que, no disolviéndose en agua, no producen iones ($\overline{OH}$). Pero se les denomina *bases*, como a los solubles, por la propiedad que, como hemos visto en muchas oportunidades, *presentan las bases de combinarse con los ácidos y formar sales.*

A este fenómeno le llamamos neutralización (pág. 68).

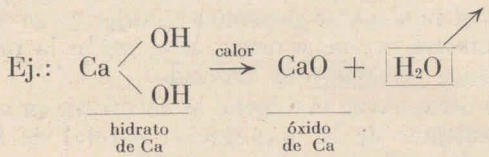
Estabilidad de los hidróxidos. — Los hidróxidos de los metales alcalinos (grupo N.° 1) no se descomponen por la acción del calor.

Funden, sin descomponerse.

Son las **bases fuertes** (NaOH. — KOH).

Hidratos estables

Los otros hidróxidos, calentados a temperaturas más o menos altas, pierden los elementos del agua y se transforman en óxidos:



METALURGIA

Así se denomina a la serie de operaciones necesarias para extraer los metales de sus *minerales*.

En la Naturaleza se encuentran raramente los metales en estado *nativo*, es decir, no combinados.

Libres se encuentran el *oro*, el *platino* y el *bismuto;* los otros metales se presentan formando compuestos.

El mineral y la ganga

Los compuestos más comunmente hallados en la Naturaleza son los **óxidos, sulfuros** y **carbonatos.** Estos compuestos (u otros menos abundantes) se encuentran diseminados en *filones*, en medio de *rocas* sin valor, que es necesario derrumbar para obtener los minerales de los que se obtendrá el metal.

La materia rocosa y sin valor industrial, que acompaña al mineral, se denomina **ganga** y se dice que un mineral es más o menos rico, según la proporción de ganga con que está mezclado.

En otros casos, el mineral se encuentra en las arenas provenientes de la disgregación natural de las rocas (ver pág. 252) (arenas de aluvión).

Molido y lavado

El mineral, mezclado con su ganga, se *muele* en máquinas trituradoras de distintos modelos y luego se somete a un *lavado* con el objeto de arrastrar la mayor parte de la ganga, formada principalmente por arena, arcilla, carbonato de calcio. Este procedimiento se denomina **levigación** y consiste en separar por medio del agua, los productos de densidad diferente: el agua arrastra a los más livianos: arena, arcilla, etc.

El oro que se encuentra en las arenas de aluvión, se separa de aquéllas por este método.

En lenguaje corriente, se dice que en esta operación se *enriquece el mineral.* En efecto, se le sustrae parte de su ganga.

Ej.: el mineral de *estaño*, que se encuentra en las

arenas de aluvión en una proporción aproximada de 1 %, llega a enriquecerse por lavados hasta un 50 %.

Química de la metalurgia

Después de estas operaciones *preparatorias*, se transporta el mineral a la usina metalúrgica, donde se realizan las operaciones químicas, que constituyen la metalurgia propiamente dicha.

Hemos dicho que la mayor parte de los metales se encuentran en la Naturaleza al estado de **óxidos, sulfuros** y **carbonatos.**

El problema metalúrgico consiste:

1.°) *en transformar los minerales en óxidos por calcinación.*

2.°) *en reducir los óxidos.*

En efecto: los *carbonatos* calentados a temperatura alta:

$$\underset{\text{carbonato de Fe}}{CO_3Fe} \xrightarrow{\text{calor}} FeO + \boxed{(CO_2)}\uparrow$$

se descomponen, dejando como residuo el *óxido del metal* (la base de los antiguos) y desprendiendo anhidrido carbónico.

Los *sulfuros* por la acción del calor y del aire:

$$\underset{\text{sulfuro de Zn}}{SZn} + \underset{\text{3 átomos de O}}{(_3O)} \longrightarrow ZnO + \boxed{SO_2}\uparrow$$

se descomponen, dejando óxido del metal y anhidrido sulfuroso que se desprende.

Reducción de los óxidos

Obtenidos los óxidos, es necesario quitarles el óxigeno, al que están fuertemente combinados la mayor parte de los metales.

Esto se consigue por los *reductores*.

El más empleado es el **carbón.**

Pero, como la combinación del metal con el oxígeno es por lo común *muy estable, son necesarias altas temperaturas* para reducir los óxidos. Por eso, los progresos del arte metalúrgico han dependido de este factor. En un principio se obtenía "fuego", encendiendo leña; los metales obtenidos por este método, eran aquellos de óxidos fácilmente reductibles.

Altas temperaturas

Luego, se perfeccionó la técnica de la calefacción con las "*forjas*", que aún hoy emplean los "herreros" cuando moldean la herradura, y que el alumno habrá observado más de una vez. Más tarde, se idearon los "*altos hornos*", que estudiaremos en sus grandes líneas, a propósito del hierro. Más recientemente aún, se empleó el "*horno eléctrico*", que hemos mencionado en varias oportunidades.

En muchos casos, no basta, para reducir un óxido, el carbón y el calor. Se recurre entonces a un procedimiento reciente, que consiste en reducir los óxidos por *otro metal más ávido de oxígeno.*

Aluminotermia

El más frecuentemente empleado es el **aluminio** y el procedimiento se denomina **aluminotermia.** Por este método se consigue obtener el *cromo*, cuyo óxido es irreductible por el carbón.

Un problema de gran importancia para la metalurgia consiste en la *eliminación de la "ganga"*. Se lo resuelve añadiendo al mineral que se calcina, sustancias llamadas *fundentes*, porque, combinándose con la arcilla u otras impurezas que constituyen la ganga, producen compuestos fácilmente fusibles y por lo tanto, factibles de separar del óxido metálico, por decantación. Los fundentes varían según sea la composición de la ganga.

Separación de la ganga

Al producto fusible que se forma, se le denomina *escoria.*

LLAMAS COLOREADAS DE LOS METALES

ANÁLISIS ESPECTRAL

Intensidad de luz según temperatura

Cuando se calienta un cuerpo a 500° y el cuerpo se mantiene sólido o líquido, se pone *incandescente:* la luz que emana, es en un principio rojo obscuro, y si la temperatura se va elevando, la luz va siendo cada vez más clara, al punto que, alcanzando a 1000°, siempre que la sustancia (cualquiera que sea) se conserve en el estado sólido o líquido, adquiere una luminosidad blanca deslumbrante.

Si la temperatura aumenta más, la luz adquiere una intensidad que nuestros ojos no pueden soportar.

Si en lugar de sólidos o líquidos, se calientan *gases* a temperaturas altas, éstos también emiten luz, pero la luz no es tan viva como en los casos anteriores, y *varía su coloración, según el gas de que se trate.*

Esta relación *entre temperaturas y luminosidad,* se expresa en el lenguaje químico con nombres especiales:

Ej:

Color rojo incipiente	500°	Color amarillo	1100°
» » obscuro	700°	» blanco incipiente	1300°
» » claro	950°	» blanco	1500°

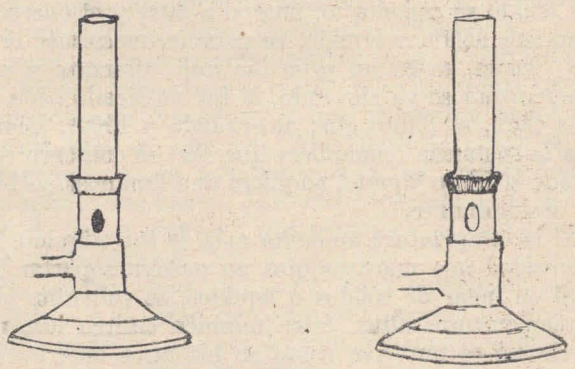
Llama.

Estos hechos permiten explicarnos los fenómenos que ocurren en las llamas.

Si se observa la llama del gas de alumbrado, que se obtiene encendiéndolo en el *mechero de Bunsen,* se notará que ella es luminosa o no, según cómo funcione el mechero. Las dos figuras que siguen permiten explicarlo.

El mechero tiene en su parte inferior una virolita

que puede girar. Al hacerlo, descubre dos agujeros, que atraviesan el tubo, como puede verse en la figura (B). Si se enciende el gas en la forma representada en la figura (A), la llama será *luminosa*. Si se corre la virola, según la forma indicada en (B), la llama no dará luz. ¿A qué se deberá la diferencia?



A B

Colóquese sobre la llama (A) una cápsula de porcelana (o una tela de amianto o cualquier objeto frío y que no arda) en forma de *aplastar la llama*. Se verá que el objeto pronto queda cubierto de una capa de carbón en polvo. Hágase lo mismo con la llama *no luminosa* que produce el mechero funcionando según (B). No se produce depósito de carbón.

La llama luminosa tenía, pues, carbón en suspensión, y esas partículas diminutas de carbón, al ser calentadas por el calor que se produce en la combustión del gas, adquirían la *incandescencia*, pues el carbono no funde y se mantiene sólido hasta temperaturas elevadísimas (ver pág. 227).

La llama no luminosa no tenía carbón en suspensión. ¿Por qué? Para explicarlo necesitamos analizar con algún detalle la llama.

Llama. — Quien haya observado el fuego que se enciende en las cocinas, habrá visto que al comenzar a inflamarse el carbón, produce llama y luego, cuando está *bien encendido*, ya no da llamas, sino que todo el combustible se pone incandescente. Este fenómeno se advierte muy bien cuando se emplea como combustible el *coque*. Con el carbón de madera (denominado de leña), la producción de llamas, dura más largo tiempo, y con la hulla, más aún.

Sabemos que el *carbón* que utilizamos, no es *carbono puro*, sino que está formado por carbono y *muchas sustancias orgánicas* provenientes del vegetal del cual se obtuvo el carbón. Al inflamarse e iniciarse el fenómeno químico de la *combustión*, se desarrolla calor, que volatiliza algunas de las sustancias orgánicas que el carbón contiene, y descompone otras, produciéndose hidrógeno y otros gases combustibles.

Después de un tiempo, ya no se producen llamas, porque se han volatilizado todas las sustancias orgánicas y ha quedado sólo el carbono, que arde con incandescencia.

La llama, entonces, es el resultado de la combustión de un gas.

Para que haya llama, es necesario que se encuentren los dos gases (el combustible y el comburente) y que se combinen mutuamente. Lo común es que uno de ellos sea el oxígeno, pero conocemos casos en que la llama se mantiene en atmósferas que no son de oxígeno. Ejemplo: el H, que *una vez encendido en el aire*, continúa ardiendo en atmósfera de cloro (ver pág. 97).

En la llama del gas de alumbrado, de que hablamos más arriba, notamos tres zonas (véase esquema):

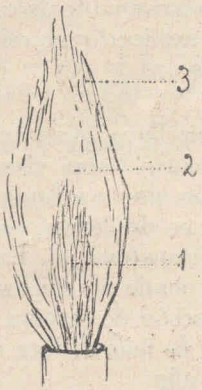


Fig. 51. Las tres zonas de la llama.

La zona N.° 1 es un cono obscuro bordeado de azul. La N.° 2 es luminosa y la N.° 3 no lo es.

Si colocamos un tubo en la zona N.° 1, en la forma que lo indica el esquema, podemos encender en el otro extremo del tubo los gases que contiene;

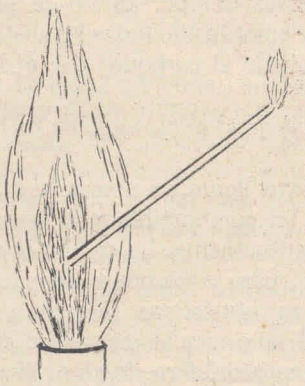


Fig. 52. El cono interior de la llama contiene gases combustibles.

lo que nos indica que en esta zona, no se produce combustión y que contiene los gases fríos, que llegan por el mechero. Puede también colocarse una cerilla introduciéndola rápidamente, y se verá permanecer intacta por un momento la cabeza, hasta que la parafina de la cerilla, que atraviesa las zonas 2 y 3, se funde por el calor existente en éstas.

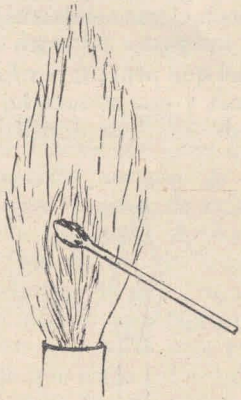


Fig. 53. La cerilla no se inflama en el cono interior de la llama.

En la zona N.° 2 se produce el contacto del gas combustible y el aire exterior.

La combustión de estos gases *produce calor*, y éste pone *incandescentes* las partículas de carbón que provienen de la combustión de los gases, pues éstos, formados principalmente por *hidrocarburos*, que son compuestos de carbono e H, al arder dejan un residuo de carbón, si no disponen de suficiente proporción de aire. La presencia de este residuo de minúsculas partículas de carbón, la hemos comprobado al cortar la llama con una superficie fría, sobre la que se depositaron

En la zona N.° 3, el aire está en mayor proporción, y por lo tanto, la combustión de los gases será más

completa. Las partículas de carbón, que habían quedado como residuo, por falta de aire, en la zona N.° 2, son quemadas aquí y transformadas en *anhidrido carbónico.* No permanecen ya como carbón incandescente, y en esta zona N.° 3 no hay, por lo tanto, luz.

Y en efecto, si se corre la virolita del mechero, según la figura de la pág. 272 (B), el aire penetra por los agujeritos; se mezcla con el gas combustible y la llama no es luminosa, pues los gases disponen del aire interno y externo, es decir, del que penetra por los agujeritos y del que rodea a la llama y que se mezcla, de afuera adentro, con los gases de ésta, por difusión.

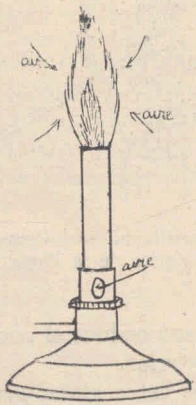


Fig. 54. La combustión completa del gas.

La llama *no luminosa*, del mechero de Bunsen, *posee un gran poder calorífico.*

Se la denomina "*llama oxidante*", pues contiene mucho aire y produce elevada temperatura: dos condiciones para que la oxidación de una sustancia se efectúe.

Experiencia: I) Sobre la llama oxidante de un mechero de Bunsen, colóquese una chapita de *cobre bien pulido*, sujeta con una pinza. Después de unos minutos, retírese de la llama. Déjese enfriar la chapita y obsérvese: está cubierta de un polvo rojo obscuro de *óxido de cobre*.

Llama oxidante y reductora.

II) Recórtese un trocito de esa chapita oxidada, y colóqueselo por medio de una pinza, *en la zona* de la llama luminosa, sobre la punta del cono obscuro. Después de un momento, retírese la chapita y obsérvese: ha vuelto a adquirir su color primitivo. El óxido de cobre ha sido *reducido* por el carbón de la llama, formándose óxido de carbono, que arde, y quedando nuevamente el cobre. Por esto se denomina a la llama luminosa: *llama reductora*.

Análisis espectral. — Mójese un hilo de platino en una solución de *cloruro de sodio* e introdúzcase en la llama no luminosa del mechero de Bunsen. Se nota que *la llama se colorea de amarillo intenso*, y este fenómeno persiste hasta que todo el cloruro de sodio se haya volatilizado. Con cloruro de *potasio* obtendremos *color violeta;* con cloruro de *litio: rojo;* con cloruro de *calcio:* rojo menos intenso; con cloruro de *bario: verde.*

Metales y color de la llama.

Estos hechos han adquirido una enorme importancia científica, desde que estos colores de las llamas, fueron analizados a través de un *prisma*.

Es sabido que cuando un rayo de luz blanca atraviesa un prisma, se descompone en diversos colores, que se denominan: rojo, anaranjado, amarillo, verde, azul, índigo y violeta (el arco iris es un fenómeno de esta clase), que aparecen colocados uno al lado del otro, si se reciben en una pantalla. A este fenómeno se le llama el *espectro de la luz blanca*.

Si se hace pasar, en cambio, a través del prisma, la luz emitida por la llama del sodio, se obtiene una línea brillante, amarilla, que ocupa una parte de la zona del amarillo del espectro.

Para efectuar estas observaciones se utiliza un aparato especial denominado *espectroscopio*.

Cada metal, presenta, volatilizando en la llama, alguna de sus combinaciones, y observando con este aparato, *una o varias líneas características y colocadas siempre en*

la misma posición, con respecto al espectro de la luz blanca.

Este método de análisis *es muy sensible.*

Los primeros autores que lo utilizaron fueron *Kirchhoff* y *Bunsen*, quienes afirman que por este procedimiento, ¡puede descubrirse la presencia de $\frac{1}{3.000.000}$ de miligramo de sodio!

Este procedimiento ha prestado gran utilidad a la ciencia, pues ha permitido reconocer que en el sol y en los otros astros existen los mismos elementos que encontramos en la Tierra.

Analizando la luz del sol, se encontraba constantemente en su espectro, una línea próxima a la que produce el sodio y que no había sido observada, con las luces artificiales, examinadas en los laboratorios. Se creyó entonces, que ella correspondería a un elemento no existente en la Tierra. A este elemento se lo denominó Helio (del griego "elios", que significa sol).

Más tarde, se encontró este gas en varios minerales y hoy es bien conocido.

CAPÍTULO XVI

METALES ALCALINOS

Estos metales se caracterizan por dos propiedades que los distinguen de los demás:

1.° son *muy blandos:* algunos de ellos, potasio y sodio, tanto como la cera; el litio, en cambio, puede dividirse en hilos y puede soldarse, pero es más blando que el plomo.

Descomponen el agua.

2.°) *descomponen el agua en frío* con gran vivacidad, formando hidróxido del metal y desalojando al hidrógeno del agua.

Forman bases fuertes.

$$\text{Metal} + \underset{\text{agua}}{\text{HOH}} = \underline{M.(OH)} + \text{H}$$

Los hidróxidos que se forman, son, como ya dijimos, **bases muy fuertes** que *neutralizan todos los ácidos.*

SODIO

Símbolo: Na (del latín "natrium"). Temperatura de fusión: 97°. Temperatura de ebullición: 742°. Densidad: 0.97. Peso atómico: 23. Peso molecular: 23.

Este metal no se encuentra libre en la Naturaleza, pero en forma de variados compuestos existe en abundancia. Uno de ellos, el *cloruro de sodio*, se encuentra en las aguas del mar.

Preparación. — Se obtiene este metal por *electrólisis* de la *soda cáustica* (hidróxido de sodio: NaOH) fundida a 320°.

El sodio, como todos los metales, durante la electrólisis, se deposita en el polo negativo.

También se obtiene por electrólisis del *cloruro de sodio*, fundido.

El electrodo negativo (catodo) es mercurio, y entonces el sodio, al depositarse sobre el mercurio, produce una amalgama que es menos alterable al aire que el sodio. Para obtener luego este metal libre, se destila la amalgama. Como el mercurio es mucho más volátil que el sodio, se evapora primero, dejando al sodio como residuo.

Blando.

Propiedades. — Hemos dicho ya que este metal es blando como la cera.

Es fácilmente *oxidable* y se recubre en el aire de una capa de óxido, que lo preserva de una ulterior oxidación. Para conservarlo, se guarda sumergido en líquidos que no contengan agua ni oxígeno. Por lo general se emplea *nafta*.

Su acción sobre el agua es característica: la descompone violentamente, en frío, desalojando parte de su hidrógeno.

Acción violenta sobre el agua.

$$2Na + 2H_2O = 2Na(OH) + \boxed{H_2}$$

El hidrato de sodio formado, se disuelve en el resto del agua.

En esta *violenta reacción* (1) se desarrolla mucho calor.

El trocito de sodio, al actuar sobre el agua y desarrollar calor, *funde* y flota, deslizándose con rapidez, pues el hidrógeno gaseoso que se desprende en el punto de contacto entre el sodio y la superficie del agua, desplaza al metal. Si se evita este desplazamiento, el calor desarrollado se acumula en un punto y puede provocar la inflamación del hidrógeno.

Experiencia: Llénese hasta la mitad con agua, una cápsula de porcelana, y colóquese luego en el centro de la cápsula, un trozo de papel de filtro. Después, por medio de una pinza, deposítese, sobre el papel, un pedacito de sodio (bien seco de la nafta que lo moja). Inmediatamente se desprende hidrógeno, y como el sodio no puede deslizarse por el papel humedecido, el calor se concentra en el punto donde actúa y llega a inflamarse el hidrógeno, que *arde coloreado de amarillo muy vivo*, pues el calor desarrollado evapora parte del sodio y son estos vapores los que, al arder, comunican a la llama del hidrógeno el color citado (ver pág. 49. Nota).

Molécula del sodio. — En la pág. 280, vimos que *el peso molecular y el peso atómico del sodio coinciden.* Esto indica que el metal en estado de vapor es *monoatómico.* Monoatómico.

Su molécula está formada por un solo átomo.

Esto es muy frecuente en muchos otros metales.

(1) Nunca debe emplearse trozos de sodio de un tamaño mayor que una lenteja. Otra precaución que debe tenerse, es la de *evitar que caiga agua sobre el sodio.* Cuando se cortan trozos de sodio, para efectuar alguna experiencia, *debe evitarse la vecindad del agua:* algunas gotas de agua que salpicaran un trozo de sodio, provocarían una explosión.

A propósito del estudio de los metaloides, hemos visto que la mayoría de ellos son biatómicos, pero encontramos también algunos, cuya molécula estaba constituída por cuatro átomos (P_4 y As_4).

Debemos fijar, entonces, la noción de que la atomicidad de las moléculas de los elementos no es siempre 2.

Reductor.

Aplicaciones del sodio. — Su gran afinidad por el oxígeno, se aprovecha para utilizarlo como *reductor*.

Sus compuestos tienen una enorme importancia industrial y biológica. Describiremos someramente los más empleados.

COMPUESTOS DEL SODIO

Hidróxido de sodio. — Llamado también hidrato de sodio o **soda cáustica.**

Es una sustancia sólida a la temperatura ordinaria; de color blanco, *muy soluble en agua*, en la que se *ioniza fácilmente* en $(Na)^+$ y $(OH)^-$ y presenta, por lo tanto, la *reacción básica*, es decir, azulea el tornasol. Base.

Preparación. — Se lo obtiene, como ya hemos visto, por la acción del sodio sobre el agua. Método costoso (el sodio es caro) y poco práctico para obtenerlo en grande escala.

La industria emplea la *corriente eléctrica.*

Se somete a la electrólisis una solución de cloruro de sodio, que, como sabemos, abunda en la Naturaleza. La reacción que se produce es la siguiente:

$$Cl\,Na \xrightarrow[\text{eléctrica}]{\text{corriente}} Cl + Na$$

se obtiene cloro en el polo positivo y sodio en el negativo.

El cloro se disuelve en el agua contenida en el recipiente donde se efectúa la electrólisis, y el sodio al quedar libre en el polo negativo, descompone el agua formando hidrato de sodio.

El hidrógeno se desprende.

Es necesario separar por tabiques especiales, los dos compartimientos correspondientes a los dos polos, pues si no se hiciera así, el cloro disuelto en el agua, actuaría sobre el hidrato de sodio, formando lo siguiente:

$$\left.\begin{matrix} Cl + Na\,OH \\ Cl + Na\,OH \end{matrix}\right\} = \underset{\text{agua}}{H_2O} + \underset{\text{cloruro de sodio}}{Cl\,Na} + \underset{\text{hipo-clorito de sodio}}{Cl\,O\,Na}$$ (ver pág. 130).

La solución de hidrato de sodio obtenida, se evapora al abrigo del aire, pues se combinaría rápidamente con el anhidrido carbónico existente en la atmósfera, produciendo carbonato de sodio.

$$1)\ NaOH + CO_2 = CO_3HNa$$

$$2)\ CO_3HNa + NaOH = CO_3Na_2 + H_2O$$

$$2NaOH + CO_2 = CO_3Na_2 + H_2O$$

Propiedades. — La soda cáustica o hidrato de sodio funde a 310°.

En estado sólido, es muy ávida de agua y expuesta *al aire se humedece* y llega a disolverse, si el aire que la rodea contiene mucho vapor de agua.

Delicuescente

Sustancias sólidas que absorben la humedad atmosférica de este modo, se denominan "*delicuescentes*".

Al disolver soda cáustica en agua se desarrolla mucho calor.

Cáustica para los tejidos orgánicos

Las soluciones concentradas de soda se denominan *lejías de soda*, y atacan profundamente los tejidos orgánicos: puestas en contacto con la piel, producen quemaduras muy dolorosas. De allí deriva su nombre de **soda cáustica.**

Es una base muy fuerte. Desaloja a las otras bases de sus sales (ver pág. 266).

La soda cáustica, tiene numerosas **aplicaciones.** Una de ellas, de gran importancia, es *la fabricación del jabón.* Puesta la lejía de soda en contacto con las grasas animales o vegetales fundidas y manteniendo la temperatura, al mismo tiempo que se remueve la masa, se produce el jabón.

Cloruro de sodio. — Esta sustancia es la más abundante de los compuestos del sodio. Se encuentra en la Naturaleza en dos formas:

1.°) *sólido*, formando minas de *sal gema*;

2.°) *disuelto*, en el agua del mar y las lagunas saladas (salinas).

El agua de mar contiene una proporción que varía de 3 a 5 % de sal.

Existe también en los tejidos vegetales y sobre todo en los líquidos de los organismos animales. Nuestra sangre contiene, en disolución, aproximadamente de 4 a 6 por mil de cloruro de sodio: su presencia permanente y poco variable, en *nuestro medio interior*, asegura la constancia en la concentración salina de los humores, necesaria para la vida normal de las células.

El Cl Na en la sangre

Se obtiene el cloruro de sodio, extrayéndolo de las minas de sal gema o evaporando el agua del mar o de las salinas.

En los países fríos, se someten estas aguas saladas al enfriamiento, para congelarlas: se congela así parte del agua, transformándose en hielo, y la solución salada restante se evapora luego por el calor, hasta que *cristaliza* la sal.

Salinas

La sal que se extrae *del mar* o *de las salinas*, no es cloruro de sodio puro. Está mezclado con pequeñas cantidades de sales de magnesio y de sulfato de sodio.

Mar

El cloruro de sodio forma *cristales cúbicos*. Estos encierran entre sus láminas algo de agua (1); por eso, cuando se calientan bastante, *decrepitan*: producen pequeñas explosiones que se deben al agua encerrada en ellos y que, al evaporarse, rompe el cristal produciendo la decrepitación.

Decrepitación

Se disuelve bien en agua y presenta una *solubilidad* que es *poco variable con la temperatura:* a 0° se disuelven 33 partes de cloruro en 100 de agua (solución sa-

(1) No es *agua de cristalización*, sino agua encerrada mecánicamente.

turada) y a 100°, 36 partes de cloruro en 100 de agua. Tiene un sabor salado puro. Es el tipo verdadero de lo que definimos en química como "sal".

Aplicaciones. — Grandes cantidades de cloruro de sodio, se emplean para obtener ácido clorhídrico y cloro. Es también la materia prima para preparar casi todos los compuestos de sodio.

Los saladeros lo utilizan para preservar a las pieles de la putrefacción, antes de curtirlas.

Alimentación

En nuestra alimentación interviene como parte indispensable. Un adulto sano, necesita diariamente *unos quince gramos de sal.* Para este objeto se emplea la sal marina, cuya composición es cloruro de sodio casi puro. Contiene pequeñas cantidades de cloruro de magnesio y a esto se debe que la sal de cocina se humedezca, porque el cloruro de magnesio es *delicuescente* (ver página 284).

Mezclas frigoríficas. — Siempre que se disuelve una sal en agua, se produce *absorción de calor* y como resultado de este fenómeno, la solución se enfría. En algunos casos, (pocos) se produce desarrollo de calor.

El cloruro de sodio se presta bien para obtener una mezcla fría, porque se disuelve en casi igual proporción en agua fría que en agua caliente. Mezclándolo con hielo machacado, en la proporción de 1 kg. de sal y 3 kg. de hielo, se produce una mezcla semilíquida, cuya temperatura es — 21°. Esto se aprovecha en la vida doméstica para enfriar bebidas o para fabricar helados.

Otras mezclas frigoríficas empleadas son las siguientes:

Agua	4 partes en peso	− 11°
Nitrato de sodio pulverizado	1 » » »	
Agua	1 » » »	− 16°
Nitrato de amonio pulverizado	1 » » »	
Hielo machacado	2 » » »	−51°
Cloruro de calcio cristalizado	3 » » »	

Nitrato de sodio. — NO_3Na. Es el *salitre* de Chile. Sal muy soluble. Se utiliza como abono de la tierra cultivable.

Sulfato de Sodio. — SO_4Na_2. Se encuentra en casi todas las aguas minerales. Existe mezclado con el yeso (SO_4Ca) cerca de Madrid, formando verdaderas montañas.

Artificialmente, se obtienen grandes cantidades como residuo de la fabricación del ácido clorhídrico (ver página 85).

Se utiliza en las fábricas de vidrio (pág. 254).

Purificado por varias cristalizaciones, se utiliza como *purgante*.

Forma grandes cristales transparentes, que contienen *10 moléculas de agua de cristalización*. Esto significa que el cristal tendrá la composición expresada por la fórmula:

$$SO_4Na_2 + 10\ H_2O$$

Eflorescencia

Expuestos al aire, pierden poco a poco esta agua, por evaporación y se transforman en polvo. A este fenómeno se le denomina *eflorescencia* y es lo contrario de la delicuescencia (ver pág. 284). (1).

Al sulfato de sodio que ha perdido su agua de cristalización se le denomina "*anhidro*".

Carbonato de Sodio. — $(CO_3)Na_2 + 10\ H_2O$. Forma grandes cristales transparentes, que, como los de sulfato, contienen 10 moléculas de agua de cristalización.

(1) Al referirnos a una cantidad de sal es necesario expresar si se trata de sal cristalizada o anhidra. En efecto, en el sulfato de sodio *cristalizado*, existen para 1 molécula de sal (142 partes) diez moléculas de agua (180 partes); luego el contenido en 142 partes de sulfato de sodio anhidro, es igual al de 322 partes del cristalizado (142 + 180).

Muy soluble en agua: a 38° de temperatura pueden disolverse 138 gr. de esta sal en 100 gr. de agua. Es menos soluble a la temperatura de ebullición del agua.

Presenta también el fenómeno de la *eflorescencia.*

Puede obtenerse de las cenizas de plantas marinas que se conocen en el comercio con el nombre de *varechs.*

La industria lo fabrica en gran escala, partiendo del cloruro de sodio por dos procedimientos:

1.°) *Procedimiento Leblanc:*

Consiste en transformar el cloruro de sodio en sulfato, reducir el sulfato a sulfuro y transformar el sulfuro por medio del carbonato de calcio.

1.°) $2\,ClNa$ (cloruro de Na) $+ SO_4H_2$ (ácido sulfúrico) $= SO_4Na_2$ (sulfato de Na) $+ 2\,ClH$ (ácido clorhídrico)

2.°) SO_4Na_2 (sulfato de Na) $+ 2\,C = SNa_2$ (sulfuro de Na) $+ 2\,CO_2$ (anhidrido carbónico)

3.°) SNa_2 (sulfuro de Na) $+ CO_3Ca$ (carbonato de Ca) $= CO_3Na_2$ (carbonato de Na) $+ SCa$ (sulfuro de Ca)

Se obtienen finalmente carbonato de sodio y sulfuro de Ca. Se disuelve el primero en agua y el sulfuro de calcio queda como residuo.

2.°) *Procedimiento Solvay.*

También se parte del cloruro de sodio. Se disuelve éste en una solución concentrada de amoníaco y se hace burbujear anhidrido carbónico. Este se combina con el amoníaco y forma carbonato de amonio, y luego, cuando el CO_2 esté en exceso, bicarbonato de amonio. Todo queda en disolución. Poco a poco, el bicarbonato de amonio, estando en contacto con el cloruro de sodio, produce, por *intercambio de iones*, el bicarbonato de sodio, que por ser menos soluble, *precipita, y puede separarse.*

Este bicarbonato se calienta y perdiendo CO_2 y H_2O se transforma en carbonato de sodio.

1.°) $(NH_4)(OH) + (CO_3)H_2 = H_2O + CO_3H(NH_4)$

amoníaco disuelto en agua — anhidrido carbónico disuelto en agua — bicarbonato de amonio

2.°) $CO_3H(NH_4) + ClNa = Cl(NH_4) + CO_3HNa$

bicarbonato de amonio — cloruro de sodio — cloruro de amonio — bicarbonato de sodio precipitado

3.°) CO_3HNa / CO_3HNa $\xrightarrow{\text{calor}}$ $CO_3Na_2 + [CO_3H_2] \rightarrow CO_2 + H_2O$

2 moléculas de bicarbonato de sodio — carbonato de sodio — ácido carbónico (inestable)

El carbonato de sodio obtenido puede disolverse en agua, para dejarlo cristalizar.

Aplicaciones. — Se emplean grandes cantidades de esta sal en las *fábricas de vidrio* y en las de *jabón.*

Se emplea mucho en la higiene doméstica para lavar y blanquear. Se le conoce vulgarmente como **"soda de lavar"** para diferenciarlo de la *"soda cáustica"* (página 284).

Bicarbonato de Sodio. — CO_3HNa. En pág. 236 hemos visto por qué se denominan bicarbonatos a estos carbonatos ácidos.

Esta sal se obtiene pasando el gas anhidrido carbónico sobre el carbonato de sodio cristalizado. Se obtiene así una sustancia pulverulenta, blanca, *poco soluble* en agua (10 % a la temperatura ordinaria).

Hirviendo las soluciones de bicarbonato, se descom-

ponen, como ya sabemos, en CO_2, H_2O y *carbonato de sodio*. Se emplea en medicina y en la alimentación (polvo efervescente).

Existe disuelto en muchas aguas minerales.

Hipoclorito de Sodio. — Cl O Na. En pág. 283, hemos visto cómo, en la electrólisis del cloruro de sodio, se produce *hipoclorito de sodio*.

Esta misma sustancia se forma también cuando se hace llegar cloro gaseoso a una solución diluída de soda cáustica. La reacción es la siguiente:

$$\underset{\text{hidróxido de Na}}{Cl\ Na.OH} + \underset{\text{hidróxido de Na}}{Cl\ Na.OH} \rightarrow \underset{\text{cloruro de Na}}{Cl\,Na} + \underset{\text{agua}}{H_2O} + \underset{\text{hipoclorito de Na}}{Cl\,O\,Na}$$

Debe mantenerse *la solución fría*, pues de lo contrario, el hipoclorito se transforma en clorato (ver página 294).

De la misma manera pueden obtenerse hipoclorito de potasio o hipoclorito de calcio.

El hipoclorito de sodio sólo existe en *solución*. Si se evapora, se descompone en cloruro de sodio y oxígeno.

Los hipocloritos son sustancias de gran valor industrial.

Son oxidantes enérgicos, pues se descomponen con facilidad cediendo oxígeno y presentan la propiedad de *destruir el color* de las sustancias orgánicas. Actúan sobre ellas oxidándolas. Se les llama habitualmente **cloruros decolorantes** y se emplean para **blanquear** las fibras de algodón y de lino.

Decolorante

Son también *antisépticos enérgicos* que no destruyen los tejidos.

Antiséptico

POTASIO

Símbolo: K (Kalium). Peso atómico: 39. Peso molecular: 39. Temperatura de fusión: 62°. Temperatura de ebullición: 670°. Densidad: 0,86. Monovalente.

Se lo encuentra en la Naturaleza *combinado*, pues su afinidad por el oxígeno es mayor aún que la del sodio.

Elemento indispensable para vegetales

Hemos visto ya que los silicatos naturales, que forman montañas, contienen potasio: al disgregarse aquellas rocas, las sales de potasio se disuelven en agua y son absorbidas por los *vegetales, para los cuales es un elemento indispensable.*

Las cenizas de los vegetales contienen potasio. De ellas se extraía antes.

Hoy se extrae de un mineral, abundantísimo sobre todo en Stassfurt, la **carnalita,** que contiene cloruro de potasio.

Propiedades. — Son semejantes a las del sodio, pero el *potasio demuestra en las reacciones químicas mayor actividad que el sodio.*

Experiencia: Deposítese un *trocito* de potasio (seco) sobre el agua contenida en una cápsula de porcelana. Se produce la misma reacción que con el sodio. Se desprende hidrógeno, el metal flota y se desplaza en todos sentidos y *el hidrógeno se inflama espontáneamente*, lo que prueba que se desarrolla mayor cantidad de calor que en el caso del sodio. La llama, en este caso es de *color violeta*, debido a los vapores de potasio, producidos por el calor desarrollado.

Compuestos de Potasio. — Son semejantes a los del sodio.

Hidrato de Potasio. — K OH. *Potasa cáustica.* Presenta *mayor acción cáustica* que el Na OH. Es, como ésta, una base potente.

Nitrato de Potasio. — NO_3K. Se encuentra en la Naturaleza como producto de oxidación de las materias orgánicas (ver pág. 175), sobre todo en Egipto y en la India.

Oxidante

Es un poderoso oxidante. Al ser calentado fuertemente, funde y luego se descompone desprendiendo oxígeno y dejando nitrito de potasio. (Priestley, en 1772, descubrió de esta manera el oxígeno).

$$\underset{\text{nitrato de K}}{NO_3K} \xrightarrow{\text{calor}} \underset{\text{nitrito de K}}{NO_2K} + O$$

Experiencia: Caliéntese en un tubo de ensayo, un poco de nitrato de potasio. Cuando esté fundido, se deja caer sobre él una astillita de madera o un trocito de carbón que tengan un punto inflamado. *¡Se produce viva reacción!:* el oxígeno, desprendido del salitre, continúa avivando la combustión de la astillita o el carbón.

Pólvora

Se emplea de preferencia al nitrato de sodio de Chile, porque es menos delicuescente.

Se utilizan grandes cantidades de nitrato de potasio para fabricar la *pólvora negra.*

Este producto está formado por una mezcla de *salitre, azufre* y *carbón de madera,* en proporción de 75, 12,50 y 12,50 partes, respectivamente.

Para prepararla, se mezcla salitre bien pulverizado y carbón de madera, en polvo muy tenue, y por otra parte se mezcla salitre y azufre pulverizados. Luego se humedecen con agua las dos mezclas citadas y se trituran juntas. Cuando el conjunto empieza a secarse, se pasa por diversos tamices para obtener un polvo cuyos granos tengan el tamaño deseado.

La pólvora debe estar perfectamente seca para explotar.

La pólvora se inflama al aire libre con gran rapidez, pero sin explotar. La explosión se produce cuando se la inflama en un espacio cerrado, pues la enorme cantidad de gases producidos durante la combustión de la mezcla, no puede desprenderse libremente (1).

Carbonato de Potasio. — CO_3K_2. Esta sal se obtiene siempre que se calcinan vegetales terrestres. (Los vegetales marinos producen carbonato de sodio).

Se denomina potasa para distinguirla de la potasa cáustica.

Se utiliza en la fabricación del jabón blando (ver página 284).

Clorato de Potasio. — ClO_3K. Hemos mencionado esta sal en varias oportunidades (pág. 29–139).

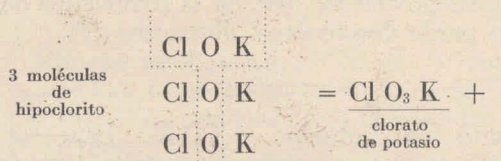
Se obtiene por electrólisis del cloruro de potasio en solución concentrada y caliente. El cloro que en esta operación se libera en el polo positivo, se disuelve en el agua y se encuentra con el K OH, que se ha formado en el negativo (ver pág. 283), para lo cual no se emplean los tabiques separadores de que hablamos entonces. La reacción sería la siguiente:

$$Cl\ K\ OH + Cl\ K\ OH \longrightarrow \underset{\text{cloruro de K}}{Cl\ K} + \underset{\text{hipoclorito de K}}{Cl\ O\ K} + H_2O$$

(1) Historia de la pólvora. Parece ser que la pólvora se conocía desde el siglo V en Bizancio, capital del Imperio griego. Su origen sería la China o la India. A la mezcla de carbón, azufre y salitre le llamaron "fuego griego" y sirvió a aquella ciudad de Bizancio, para resistir el ataque de las naves árabes, en varias oportunidades. Los españoles, en cambio, que no poseían el secreto del fuego griego, no pudieron resistir a la invasión árabe.

Hasta tres siglos después, pudo Bizancio resistir por este medio el ataque de los Búlgaros (siglo X). Las primeras referencias escritas sobre este producto se deben a Marcus Graecus (1200) que escribió un "Libro sobre el fuego con el cual se pueden quemar los enemigos".

El hipoclorito de potasio, por efecto de la temperatura a que se mantiene la solución, se transforma en clorato de K.



Al enfriar la solución, *cristaliza el clorato de K.* (El cloruro queda disuelto).

El clorato de K funde a 351° y a una temperatura un poco superior, *desprende su oxígeno con rapidez* (ver pág. 29) dejando un residuo de Cl K.

Es poco soluble en agua fría (3 %).

Es un oxidante enérgico: por eso cuando se manipula, *debe calentarse con precaución y cuidar que no esté mezclado con sustancias combustibles, pues produciría explosiones muy violentas.*

Experiencia: Pulverícese **separadamente,** *algunos decigramos* de clorato de potasio y de sulfuro de antimonio. Mézclense los dos polvos, colóqueselos sobre un plato y acérquese a la mezcla una cerilla encendida. La mezcla se inflama rápidamente. Esta mezcla se emplea en la fabricación de fósforos suecos.

2.°) Se mezclan 2 gramos de clorato de potasio pulverizado con la misma cantidad de azúcar en polvo. Se envuelven en papel delgado y colocándolos sobre un yunque, se golpea fuertemente con un martillo: *se produce una fuerte explosión.*

3.°) Colóquese en un mortero de porcelana, una *pequeña* cantidad de flor de azufre y *algunos cristales* de clorato de potasio. Pulverícese: se producen pequeñas explosiones *que serían de consecuencias desastrosas, si las cantidades de sustancias empleadas, fueran mayores.* **Esto nos indica que no deben pulverizarse juntos oxidantes y reductores.**

El clorato de potasio se emplea como *explosivo, en los fósforos suecos, en fuegos de artificio.* Es también un *antiséptico útil* para inflamaciones de las amígdalas.

CAPÍTULO XVII

METALES TÉRREOS

ALUMINIO

Símbolo: Al. Peso atómico: 27. Temperatura de fusión: 660°. Densidad: 2,6. Trivalente.

Es un metal abundantísimo en la corteza terrestre: constituye aproximadamente el 9% de ella, en forma de *óxido* y de *silicatos*.

A pesar de su abundancia, es un metal de reciente adquisición, debido a la resistencia que oponen sus compuestos para ser reducidos.

Metalurgia. — El mineral utilizado para obtener el aluminio, es la *criolita* (1) abundante en Groenlandia y que es **fluoruro de aluminio.** Este se descompone por *electrólisis*, siendo necesario consumir gran cantidad de energía eléctrica, para vencer la fijeza de la combinación del aluminio con el fluor.

El crisol donde se produce la electrólisis es de *grafito* (ver página 219) y funciona como *catodo* (polo negativo). El *ánodo* (polo positivo) está formado por barras de carbón unidas entre sí, por una chapa de cobre y suspendidas sobre el mineral contenido en el crisol, por medio de poleas que permiten descenderlas dentro del mineral fundido, a medida que se consumen.

(1) El nombre proviene de "crios" = hielo y "litos" = piedra. "Piedra de hielo": quiere significar que funde con facilidad.

En el crisol se coloca criolita fundida y óxido de aluminio ($Al_2 O_3$).

Cuando pasa la corriente a través del mineral líquido, el metal aluminio, se deposita en el *cátodo* (fondo del crisol).

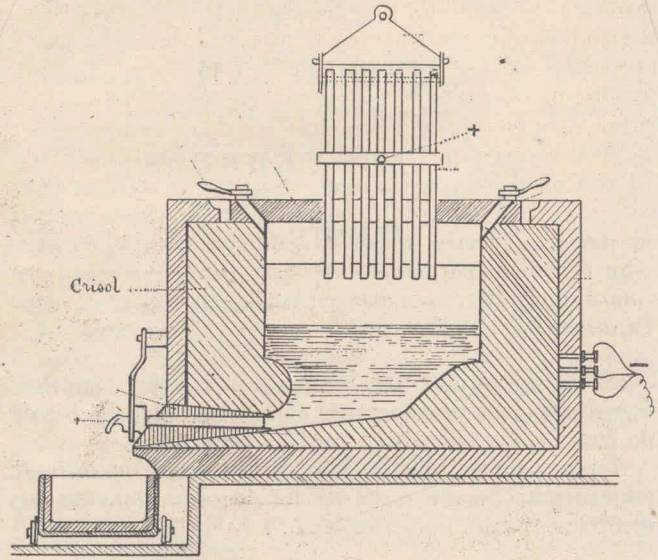


Fig. 55. Metalurgia del aluminio.

El fluor, puesto en libertad, se dirige al ánodo (polo positivo), pero encontrando al $Al_2 O_3$, forma con éste, floururo de aluminio y deja en libertad el oxígeno que, combinándose con el carbón del polo positivo, produce óxido de carbono (CO) que se desprende.

La temperatura del baño se mantiene, por efecto de la resistencia que ofrece al paso de la corriente, el mineral fundido, que es mal conductor de la electricidad.

Propiedades. — Es un metal blanco azulado, *muy liviano:* su densidad es la misma que la del vidrio y la porcelana.

Liviano

Es *tres veces más liviano que los metales comunes* y cuatro más liviano que la plata.

Es muy *dúctil*, muy *maleable;* buen conductor del calor y de la electricidad.

Puede moldearse fácilmente.

Se oxida con facilidad, pero las primeras capas de óxido de aluminio que se forman sobre él, cuando está expuesto al aire, lo recubren de un velo protector, haciéndolo, prácticamente, inalterable al aire. Esta propiedad, unida a su pequeño peso específico, hace que sea un metal valioso para muchas aplicaciones.

No es corroído por el aire

Su costo ha descendido enormemente en poco tiempo: de 3000 francos que costaba 1 kilogramo en 1855 llegó a valer frs. 1.60 el kilogramo en 1910. La técnica cada vez más perfeccionada, abaratará su precio al punto de que sus aplicaciones serán cada día más numerosas.

Se lo utiliza para fabricar *utensilios de cocina*, *telescopios*, etc.; pero su mayor empleo actual, está en los *automóviles* y *aeroplanos*.

Aluminotermia. — La gran afinidad del aluminio por el oxígeno, se pone de manifiesto empleando el aluminio en polvo muy tenue o el aluminio fundido. En estas condiciones es un *reductor enérgico* que quita el oxígeno a la mayor parte de los óxidos, *desarrollando, al mismo tiempo, gran cantidad de calor.*

Ejemplo:

$$\underset{\text{óxido de Fe}}{Fe_2O_3} + 2\,Al = \underset{\text{óxido de Al}}{Al_2O_3} + 2\,Fe$$

Reduce los óxidos y produce mucho calor

En esta reacción, la temperatura de la masa alcanza a 3000°!

Este hecho encontrado por *Goldschmit*, se aprovecha para obtener algunos metales de sus óxidos (ver página 270). Se le denomina *aluminotermia.*

La mezcla, señalada más arriba, de óxido de hierro y aluminio se denomina **termita** y se la emplea para producir altas temperaturas y soldar metales.

La Termita

Experiencia: Mézclese íntimamente 4 partes de óxido férrico y 1 parte de polvo de aluminio. Se coloca la mezcla en un crisol de tierra refractaria, sostenido por un trípode que descansa sobre una capa de arena y se espolvorea la mezcla citada, con un poco de magnesio y clorato de potasio en polvo. Se planta en el centro de los polvos un pedazo de cinta de magnesio que sobresalga algunos centímetros de la superficie y se enciende esta mecha. Pronto se inflama y cuando la ignición llega a la mezcla de óxido y aluminio, se produce una *viva reacción:* saltan fuera del crisol chispas incandescentes muy brillantes. Si se empleó un crisol agujereado en su fondo, cuando termina la reacción, el hierro cae fundido. Sino, se encontrará el hierro en el fondo del crisol, al romperlo.

COMPUESTOS DEL ALUMINIO

Cloruro de Aluminio. — $Al\ Cl_3$. El ácido clorhídrico concentrado, es el *disolvente* del aluminio. Al ponerlos en contacto, se desprende hidrógeno, al principio lentamente y luego muy rápidamente. La acción es lenta al principio, porque el aluminio está recubierto de una capa de óxido.

El cloruro obtenido por este método, queda disuelto en el agua de la solución clorhídrica empleada.

Para obtenerlo *seco*, se hace pasar ácido clorhídrico gaseoso y seco sobre aluminio en polvo, calentado.

El cloruro de aluminio *sublima* (ver pág. 123) a 183°. Es descompuesto por el agua según la reacción siguiente:

$$Cl_3\,Al + \underbrace{3\,H.\,OH}_{\text{3 moléculas de agua}} = 3\,\boxed{H\,Cl}\,\nearrow + \underbrace{Al\,(OH_3)}_{\text{hidrato de aluminio}}$$

formando ácido clorhídrico e hidrato de aluminio. *Esta reacción es muy rápida y desarrolla mucho calor:* cuando se introduce cloruro de aluminio en agua, se oye un silbido semejante al que produce un hierro candente introducido en el agua fría.

Compare el alumno esta reacción con la que explicamos en pág. 99. Entonces dijimos que los cloruros que se descomponían por el agua, eran los *cloruros de metaloides*. Vemos entonces un primer ejemplo, de un *metal*, el Aluminio, *característico como metal*, por sus propiedades físicas y *que funciona como metaloide* en este compuesto.

Funciona también como metaloide

Oxido de Aluminio. — $Al_2 O_3$. Existe en la Naturaleza cristalizado en prismas hexagonales, incoloros, llamados **corindon.**

Piedras preciosas

Forma muchas piedras preciosas utilizadas en joyas de adorno: el **rubí oriental** (rojo), el **topazio oriental** (amarillo), el **zafiro oriental** (azul), la **esmeralda oriental** (verde), la **amatista oriental** (violeta) son óxidos de aluminio coloreados por distintos óxidos metálicos.

El **esmeril,** empleado en polvo fino para *pulir,* es óxido de aluminio coloreado de negro, por el óxido de hierro.

El óxido de aluminio *amorfo,* es un polvo blanco, liviano, adherente cuando se humedece.

Es insoluble en los ácidos y muy difícilmente fusible.

Se le obtiene calcinando el hidrato.

$$2\ Al\begin{cases} OH \\ -OH \\ OH \end{cases} \xrightarrow{\text{calor}} Al_2\ O_3 + 3\ H_2 O$$

Hidrato de Aluminio. — $Al\ (OH)_3$. Forma en la Naturaleza *minerales* variados.

Puede obtenerse en los laboratorios de la manera siguiente.

Experiencia: En una solución de cloruro de aluminio, viértase solución de amoníaco. Se forma un precipitado blanco de aspecto gelatinoso. Es de hidrato de aluminio. Agréguese H Cl, hasta reacción ácida (papel de tornasol) y el precipitado se disuelve. Viértase de nuevo amoníaco: el precipitado blanco vuelve a formarse.

Ha ocurrido lo siguiente:

$Al\ (OH)_3$ es una base

$$1.^{o}\ Cl_3\ Al + \underbrace{3\ (NH_4)\ OH}_{\text{3 moléculas de solución de amoníaco}} = \underbrace{3\ Cl\ (NH_4)}_{\text{cloruro de amonio}} + \underbrace{Al\ (OH)_3}_{\text{hidrato de aluminio}}$$

2.º) Cuando tratamos por H Cl:

$$Al(OH)_3 + 3\,H\,Cl = 3\,H_2O + \underset{\text{soluble}}{Al\,Cl_3}$$

El hidrato de aluminio se disolvió en el ácido clorhídrico, lo que demuestra que es una *base.*

Experiencia: A otra solución de cloruro de aluminio, agréguese poco a poco solución de Na OH. Se forma un precipitado igual al anterior $Al(OH)_3$.

Continúese añadiendo soda cáustica. El precipitado se disuelve.

En este caso el hidrato de aluminio *no puede existir* como tal en presencia de una base fuerte (Na OH).

Ocurre lo siguiente:

$Al(OH)_3$ es un ácido

$$\begin{array}{l} \diagup OH \\ Al - OH \\ \diagdown OH \end{array} + \begin{array}{l} (OH)\,.\,Na \\ (OH)\,.\,Na \\ (OH)\,.\,Na \end{array} = 3H_2O + \begin{array}{l} \diagup O\,Na \\ Al - O\,Na \\ \diagdown O\,Na \end{array}$$

aluminato de sodio (soluble)

En este caso el hidrato de aluminio *ha funcionado como un ácido,* pues se ha combinado con la base fuerte, para producir una sal (aluminato).

El mismo elemento (Al) combinándose con el oxígeno, funciona, pues, como una base en presencia de los ácidos fuertes y como un ácido en presencia de las bases fuertes.

Sustancias como el hidrato de aluminio que pueden reaccionar en estas dos formas se denominan **"anfóteras".**

El aluminio, entonces, puede ser, según las circunstancias, metal o metaloide.

El hidrato de aluminio tiene la importante propiedad *de fijar las materias colorantes* y esto se aprovecha en la industria de la coloración de los tejidos, utilizando el $Al(OH)_3$ como *mordiente.*

BIBLIOTECA NACIONAL DE MAESTROS

$Al(OH)_3$ como *mordiente*

La operación consiste en colocar el tejido que quiera teñirse, en un baño de sulfato de aluminio. La sal de aluminio impregna así el tejido que luego se coloca en un baño alcalino débil, que contiene la materia colorante. Se forma el $Al(OH)_3$ en las fibras del tejido y éste fija el colorante, con el que produce una *laca insoluble*, muy adherente al tejido.

Experiencia: Una solución de sulfato de aluminio, se precipita por Na OH (evitar el exceso de éste que disolvería el precipitado). Luego se añade decocción de *cochinilla*, y se hace hervir algunos minutos. Se filtra. El líquido pasa incoloro y en el embudo queda la materia colorante violeta. El hidrato de aluminio ha formado la laca insoluble. Ha absorbido el colorante.

Estado coloidal. — El hidrato de aluminio, *es una sustancia coloidal.* ¿Qué significa sustancia coloidal? Vamos a explicarlo con una experiencia.

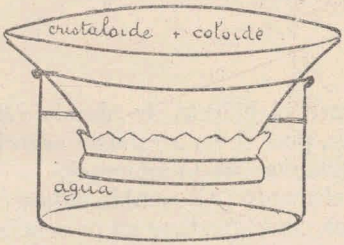


Fig. 56. Diálisis.

Experiencia: Precipítese hidrato de aluminio, recójase en un filtro; *lávese bien con agua destilada* y disuélvase después en una solución de acetato de aluminio (1). Colóquese la solución en el *dializador* (véase esquema) (2) y renovando el agua del vaso exterior, se consigue que todo el acetato de aluminio pase a través del pergamino (poroso) y quede en el dializador *una solución acuosa de hidrato de aluminio.* Esta *solución*, difiere de las

(1) Sal de aluminio del ácido acético (ácido que existe en el vinagre).
(2) El vaso interior está cerrado por una membrana de pergamino animal.

disoluciones que hemos conocido hasta ahora. *Es una solución coloidal.*

Retírese dicha solución del dializador y agréguese un poco de sal de cocina, disuelta en agua: en la solución coloidal se deposita inmediatamente el hidrato de aluminio en forma de una *gelatina*

Una experiencia semejante a la que acabamos de describir puede verificarse con una solución de clara de huevo o almidón, mezclada con sal. Colocando la mezcla en el dializador, pasa la sal a través de la membrana y queda retenido el coloide (albúmina del huevo, almidón).

Fué *Graham* quien descubrió esta particularidad y llamó **coloides** (semejantes a la cola) a las sustancias que *no difundían* a través de las membranas animales.

Cristaloides y coloides

Cristaloides eran los que difundían a través de dichas membranas.

Una solución acuosa pura, de un coloide, no presenta las propiedades de las soluciones verdaderas. Sabemos que éstas congelan a temperatura más baja que el solvente puro y hierven a temperatura más alta (ver página 19). Las soluciones coloidales, en cambio, *congelan y hierven a la misma temperatura que el solvente puro. Se les llama por eso "pseudo soluciones".*

Las partículas que componen el coloide, deben estar en suspensión, en el líquido, pero en estado de gran división, *pues pasan a través del papel de filtro. Pero pueden verse. El ultra miscroscopio* es un aparato de reciente aplicación y sirve para ello. Consiste en iluminar *lateralmente*, la solución coloidal, mientras se observa a través de un lente: las partículas en suspensión dispersan la luz y se ponen de manifiesto en el campo del microscopio, como estrellitas brillantes en un fondo obscuro (1).

(1) Este fenómeno, denominado fenómeno de "Tyndall" (autor que lo descubrió) es semejante a un hecho de observación común: si en una habitación obscura penetra un rayo de luz por una pequeña abertura, se ve la trayectoria del rayo luminoso, por el polvo atmosférico, que en suspensión en el aire, se ilumina y aparecen como puntitos brillantes, contrastando con el resto de la habitación a obscuras.

Por este método han podido verse partículas del diámetro de *40 milésimos de micron* (1). Están *suspendidas* en el líquido. En equilibrio. Y este equilibrio es más o menos estable. Bastan a veces pequeñas influencias, para que se destruya. En la experiencia del $Al(OH)_3$, hemos visto que un poco de sal hizo precipitar al coloide, en forma de una *gelatina*.

Los coloides y las células

En estado coloidal, existen la mayor parte de las sustancias químicas, contenidas en las células de los organismos vivos.

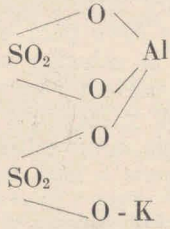
El *protoplasma*, puede considerarse como una solución coloidal, formada por la *mezcla de varios coloides* (albúmina, almidón, grasas fosforadas, etc.), mezclados con *iones* diversos (Na - K - Ca - Cl, etc.)., en un *equilibrio* que es destruído y regenerado sin cesar y esta mutación constante, caracteriza la "vida".

El estudio del estado coloidal, está lleno de promesas.

Sulfato de Aluminio. — $(SO_4)_3\,Al_2$. Se obtiene tratando el hidrato de aluminio por ácido sulfúrico. Es una sustancia muy soluble en agua.

Alumbres. — Si se mezcla solución de sulfato de aluminio con solución de sulfato de potasio, ambos calientes y se dejan enfriar, *cristaliza por enfriamiento una sola clase de cristales*. Estos se denominan **alumbre** y están formados por la combinación de ambas sales, que retienen 12 moléculas de agua, para formar el cristal.

Su fórmula sería:



+ $12\,H_2O$

(1) Un micron = $\frac{1}{1000}$ de milímetro.

en la que notamos que los 4 átomos de H, que contienen dos moléculas de ácido sulfúrico, han sido reemplazados por el aluminio y el potasio.

Son grandes cristales de forma octaédrica, muy solubles en agua.

Otros metales *trivalentes*, pueden reemplazar al aluminio y originar otros alumbres. Ejemplo: el hierro, el cromo.

El alumbre ordinario. — (Sulfato de aluminio y potasio) es empleado en tintorerías, como mordiente (ver pág. 302).

CAPÍTULO XVIII

METALES ALCALINO-TÉRREOS

CALCIO — ESTRONCIO — BARIO

De estos tres metales, que hemos agrupado en el conjunto N.° 3 (véase pág. 263), describiremos el *calcio*, por ser el más importante, debido a las múltiples aplicaciones de sus compuestos.

Las propiedades de este metal son muy semejantes a las de los otros dos, lo que facilitará su descripción.

Obtención. — Se obtiene por electrólisis del cloruro de calcio fundido. Se emplea como polo negativo el mercurio, con el que forma una amalgama que luego se destila en atmósfera de nitrógeno, para evitar la oxidación del calcio.

Propiedades. — El metal calcio es de un color blanco plateado.

Bivalentes

Funde a 760°.

Su densidad es 1,85.

Es algo más duro que el plomo.

Funciona como *bivalente*.

El metal, perfectamente seco, se conserva bien al contacto del aire seco, pero, en presencia de un poco de humedad, pierde su brillo, cubriéndose de una capa de hidrato de calcio.

Descomponen el agua

Actúa, en efecto, *enérgicamente sobre el agua*, de la misma manera que los metales alcalinos.

$$Ca + 2H_2O = \underbrace{Ca(OH)_2}_{\text{hidrato de Ca}} + \boxed{H_2}\uparrow$$

COMPUESTOS DEL CALCIO

Oxido de calcio. — (Cal viva) $\boxed{CaO}$. Se obtiene por *calcinación de los carbonatos de calcio naturales*, tan abundantes (ver pág. 235). La reacción, que se produce a temperatura alta (de 800 a 1000°), es la siguiente:

$$\underset{\text{carbonato de calcio}}{CO_3Ca} \xrightarrow{\text{calor}} \underset{\text{anhidrido carbónico}}{\boxed{CO_2}} + CaO$$

Propiedades. — El óxido de calcio es un cuerpo sólido, blanco, amorfo, *muy estable*, pues resiste temperaturas próximas a 3000°, sin descomponerse.

Su densidad es 2,3.

Calentado en el horno eléctrico, con carbón, produce una sustancia muy útil: *el carburo de calcio.*

$$CaO + C \longrightarrow \underset{\text{carburo de calcio}}{\boxed{C_2Ca}} (1) + \underset{\text{óxido de carbono}}{\boxed{CO}}$$

Gran avidez por el agua

El óxido de calcio presenta *gran afinidad por el agua.* Puesto en contacto de ésta, se transforma en hidrato, *desarrollando mucho calor.*

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + 15000$ calorías (ver página 265).

(1) El carbono funciona siempre como tetravalente. En el carburo de calcio se acepta que los átomos se unen de este modo: $\begin{matrix} C \\ \vdots\vdots \\ C \end{matrix} \rangle Ca$. En efecto, el carburo de calcio, puesto en contacto con el agua produce óxido de calcio y acetileno (gas que se utiliza en la iluminación) y cuya estructura debe ser:

$$\begin{matrix} C—H \\ \vdots\vdots \\ C—H. \end{matrix}$$

A esta operación se le llama *"apagar la cal"*. La cal apagada, es decir, el hidrato de calcio pulverulento que se obtiene, ocupa un volumen 3 ó 4 veces mayor que la cal viva.

Experiencia: En un trozo de cal viva practíquese un pequeño hueco y deposítese dentro del hueco un poco de pólvora de caza. Exponiendo luego la cal así preparada al aire húmedo, se produce la combinación de la cal con el agua, y el desarrollo de calor puede llegar a inflamar la pólvora.

El agua de Cal.

El hidrato de calcio o cal apagada, se disuelve poco en agua. Al disolverse, produce lo que se denomina habitualmente *"agua de cal"*, base que azulea el tornasol. Absorbe rápidamente el CO_2 del aire y *se enturbia*, pues se produce un precipitado blanco de carbonato de calcio. Por eso se dice que *el agua de cal es el reactivo del anhidrido carbónico.*

$$CO_2 + Ca\begin{matrix}OH\\OH\end{matrix} = H_2O + CO_3Ca \text{ (ver pág. 234).}$$

Aplicaciones de la cal. — La *lechada de cal* (hidrato de calcio mezclado con agua) se utiliza en la industria como *base*, pero su principal empleo está en **la construcción de nuestras viviendas:** mezclada con arena, forma la pasta que se coloca entre los ladrillos para unirlos.

Cal grasa

Se distinguen en albañilería dos clases de cal: la cal *grasa* y la cal *magra*. La primera se obtiene por calcinación de sustancias calcáreas más puras que la segunda. Esta, en efecto, se prepara calcinando calcáreos que contienen un poco de arcilla (pág. 252) y óxidos de hierro y magnesio.

Cal magra

La cal grasa es blanca y se apaga bien; la magra es más amarilla, más compacta (presencia de la arcilla) y se apaga con dificultad.

Cal hidráulica. — Es cal proveniente de la calcinación de calcáreos mezclados con *10 a 30 % de arcilla.* Estas cales, al mezclarse con el agua, *se endurecen* en

poco tiempo, y tanto más pronto cuanto mayor proporción de arcilla contengan. La masa compacta que se forma en esas condiciones, contiene una mezcla de silicato de aluminio y de calcio.

Cemento.

Si se agrega más arcilla a la cal (de 30 a 60 %), se obtiene *el cemento*, polvo de un color gris, que, mezclado con agua, se endurece muy pronto.

Cemento armado.

Mezclando el cemento con arena y empastándolo con agua, al volcarlo en moldes, formados por hilos o telas de alambre de hierro, se endurece y constituye el *cemento armado*, de tan vasta aplicación en la albañilería actual.

Objeto de la cal en las paredes. — La cal que se mezcla con arena y se coloca como *relleno* entre los ladrillos, se va transformando poco a poco, por efecto del anhidrido carbónico del aire, en carbonato de calcio. Los *pequeños cristales* de carbonato de calcio formados, se encuentran *íntimamente mezclados* con las partículas de arena y se produce así una masa rígida. La arena mantiene la *porosidad* de la masa, permitiendo la entrada del aire y al mismo tiempo *atenúa la contracción* que acompaña a la formación de carbonato (1). El endurecimiento de la mezcla se produce de afuera adentro. En paredes antiguas, demolidas, se encuentra aún cal sin carbonatar, en el interior de los muros. Es de notar que en esta acción del aire sobre la mezcla de cal y arena, se produce agua.

$$CO_2 + Ca\begin{matrix}OH\\OH\end{matrix} = CO_3Ca + H_2O$$

y como esta producción es lenta (poco anhidrido carbónico en el aire) pero continua, durante los primeros tiempos de la construcción de un edificio, se nota la humedad en el ambiente.

(1) Es conocido el efecto denominado "*asiento del edificio*", y consistente en la disminución de altura de los muros, al poco tiempo de construídos: se debe a la *carbonatación*. La arena, por su solidez, atenúa este efecto.

Para *acelerar la carbonatación*, es de buena práctica colocar *braseros encendidos* en las habitaciones recién construídas: de ese modo, se aumenta la proporción de CO_2 del ambiente, la pared se endurece más rápidamente y la habitación podrá utilizarse más pronto.

También en las piezas cuyas paredes se blanquean con cal se produce esta humedad, pues la cal va absorbiendo poco a poco el anhidrido carbónico del aire y formando agua que se esparce en la atmósfera.

Sulfato de calcio. SO_4Ca Se encuentra en la naturaleza, acompañando a la sal gema (1). Se denomina *anhidrita*. También existe en otra forma: *hidratado:* $SO_4Ca, 2H_2O$ y se denomina "*piedra yesera*". Es ésta la que existe disuelta en las aguas subterráneas de muchas localidades, y produce lo que se llama *dureza* de esas aguas, pues las hace indigestas e impropias para el lavado. Son las aguas que en lenguaje corriente "*cortan el jabón*".

En las aguas subterráneas

Aguas "duras"

De la piedra yesera se extrae el **yeso** propiamente dicho.

Calentando la piedra yesera a 125°, pierde su agua de cristalización y se transforma en un polvo blanco, amorfo, que se denomina yeso.

Este, empastado con agua, vuelve a combinarse con ella, aumentando de volumen, desprendiendo calor y endureciéndose muy pronto. Por estas circunstancias, se lo emplea para obtener moldes de objetos variados y sobre todo en las construcciones: revestimiento interior de los techos de las habitaciones.

Yeso

Si al yeso empastado con agua se le mezcla *gelatina*, se obtiene una pasta que al secarse adquiere gran dureza. Es el llamado **estuco.** Si a la misma pasta se le añaden diversos óxidos metálicos, se colorea diversamente, obteniéndose una *imitación* del mármol.

Estuco

El sulfato de calcio puro es poco soluble en agua. En un litro se disuelven 2 gr. de esta sal. En agua caliente

(1) Cloruro de sodio.

es menos soluble: por eso una solución de sulfato de calcio se enturbia por la ebullición. Este fenómeno lo observamos a diario: cuando se hace hervir agua de pozo, ésta deja un depósito sólido, blanco, en el recipiente donde se haya efectuado la ebullición. Se debe al sulfato de calcio que contenía y al bicarbonato de calcio, que por el calor se descompone dejando carbonato de calcio insoluble (ver pág. 238).

Las aguas que producen este fenómeno son las *aguas duras*, inadecuadas para las calderas, pues *incrustan de estos depósitos salinos los caños por donde circulan.*

Ca Cl_2 cristalizado

Cloruro de calcio. $CaCl_2$. Esta sal es de escasa aplicación industrial. Es un producto *secundario*, de varias operaciones industriales.

Cristaliza con seis moléculas de agua y sus cristales son *delicuescentes*, por ser muy solubles en agua. Produce un gran descenso de temperatura al disolverse en agua.

Mezclado con nieve, en la proporción de 1 kilog. de sal para 700 gr. de nieve, produce un frío de −51° (ver página 286).

Calentando la sal cristalizada, se obtiene el producto *anhidro* en forma de una masa blanca, porosa, que absorbe rápidamente la humedad atmosférica. Se emplea en los laboratorios para secar gases.

Ca Cl_2 anhidro deshidratante

Se utiliza también para *deshidratar* líquidos que estén *mezclados* con agua.

Experiencia: Mézclese, en un frasquito, cloroformo con un poco de agua. La mezcla aparecerá como un líquido turbio, pues el cloroformo se disuelve muy poco en agua. Agréguese a ese líquido turbio unos cuantos gránulos de cloruro de calcio anhidro y agítese. Después de un momento el líquido se aclara, quedando transparente. El cloruro de calcio le ha quitado al cloroformo el agua que lo enturbiaba. Lo ha deshidratado.

MAGNESIO

Símbolo: Mg. Peso atómico: 24,18. Bivalente.

Este metal, semejante al calcio, se encuentra en el agua de mar en forma de cloruro y de sulfato. Existe también en un mineral abundante en Alemania: *la carnalita* (ver pág. 291).

Se encuentran en la Naturaleza muchas variedades de *silicatos de magnesio* (ver pág. 252).

El metal se obtiene por electrólisis del cloruro de magnesio fundido.

Propiedades. — Es blanco plateado, brillante, *muy liviano* (D = 1,75). Es maleable y muy dúctil. Funde a 800° y destila a 1000°.

En el comercio se le encuentra en forma de *polvo*, *hilos* o *cintas*.

Expuesto al aire, se recubre de una capa gris opaca de óxido y carbonato.

Descompone el agua muy lentamente en frío (ver calcio) y algo más rápidamente a la temperatura de ebullición de aquélla.

Actúa sobre todos los ácidos diluídos, desalojando su hidrógeno, y el alumno recordará que lo hemos utilizado con este objeto, en muchas oportunidades.

Su propiedad característica es la facilidad con que se combustiona en el aire.

Arde con facilidad

Experiencia: I) Introdúzcase una cinta de magnesio en una llama. Al poco tiempo se inflama, despidiendo una luz deslumbradora y produciendo humos blancos de óxido de Mg y nitruro de Mg (ver pág. 174). El brillo tan intenso que produce la combustión del magnesio se debe a que el óxido formado *es infusible* y se pone *incandescente* por la elevada temperatura que se produce. Un hilo de 1|3 de milímetro de diámetro produce, por combustión, tanta luz como 70 bujías.

Luz intensa

II) Mézclense 10 partes de magnesio en *polvo fino* con 17 partes de clorato de potasio pulverizado. Colóquese una pequeña porción sobre una tela de amianto y enciéndase el polvo con una mecha, que se acerca por medio de una pinza larga. Se produce una vivísima luz, que se utiliza para sacar fotografías en locales obscuros.

En esta experiencia, la combustión es más rápida que en la anterior, porque el *oxidante*, clorato de potasio, está *íntimamente mezclado con el metal* y cede su oxígeno en *estado naciente*, más activo que el oxígeno molecular del aire.

Reductor

Por esta fácil oxidabilidad, el magnesio es un poderoso *reductor*.

Hemos visto que se utiliza para obtener silicio de la sílice (pág. 247).

Experiencia: En una probeta de boca ancha, llena de anhidrido carbónico (CO_2), se introduce una cinta de magnesio encendida. El magnesio continúa ardiendo y se produce un depósito de carbón.

$$CO_2 + 2Mg = 2MgO + C.$$

El magnesio se utiliza poco como "metal". Pero, aliado al aluminio, forma un producto denominado *magnalio*,

Magnalio

que se emplea mucho.

Tiene esta aleación el color y el brillo de la plata y lo conserva muy bien expuesta al aire. Se puede *tornear* muy bien (cosa que no se consigue con el magnesio o aluminio puros).

COMPUESTOS DEL MAGNESIO

Oxido de magnesio. MgO (Magnesia). Polvo blanco, muy liviano; difícilmente fusible. Se utiliza como purgante.

Hidrato de magnesio. — Polvo más pesado que el anterior. Se produce *lentamente* por acción del agua sobre el óxido.

$$MgO + H_2O = Mg(OH)_2$$

Es muy poco soluble en agua y azulea débilmente el tornasol. Es menos soluble que el hidrato de calcio.

Experiencia: Trátese una solución de una sal de magnesio (por ejemplo: sulfato) con solución de hidrato de sodio. Se obtiene un precipitado blanco.

$$SO_4Mg + 2Na(OH) = SO_4Na_2 + \underbrace{Mg(OH)_2}_{\text{hidrato de Mg (precipitado)}}$$

Sulfato de magnesio. $SO_4Mg, 7H_2O$ (Sal inglesa). (Sal de Epson). Muy soluble en agua. Muy amarga. Se utiliza como purgante.

Silicatos de magnesio. — **Serpentina:** Es un mineral formado por silicato de magnesio hidratado, que contiene pequeña cantidad de hierro. Puede estar coloreado de verde, amarillo o rojo. Su superficie se presenta a veces manchada como una piel de serpiente. De allí deriva su nombre. Puede pulirse y se emplea para fabricar objetos de adorno.

Talco. — Es también silicato de magnesio. Se lo emplea pulverizado.

Esteatita. — Silicato de magnesio, refractario al calor. Se lo utiliza para mecheros de gas acetileno.

Espuma de mar. — Otra variedad. Se emplea para fabricar artículos de fumadores (pipas, etc.)

Amianto. — Fibras sedosas blanco anacarado, con las que se fabrican *telas incombustibles* (telones de teatro), telas para laboratorios. Filtros para ácidos. Su nombre es también **asbesto,** que significa incombustible.

CAPÍTULO XIX

GRUPO DE LOS METALES COMUNES

HIERRO

Símbolo: Fe. Peso atómico: 56. Punto de fusión: 1600 °. Peso específico: 7,68

Este metal existe abundantemente en la Naturaleza, formando *óxidos*, cuya composición es $Fe_2 O_3$ y $Fe_3 O_4$; carbonato (CO_3 Fe); sulfuro FeS_2, etc.

Se extrae comunmente de los *óxidos* y *carbonatos*. Estos minerales se *reducen* por el carbón a elevada temperatura.

Esta operación se efectúa en los llamados *altos hornos*.

Los altos hornos (de 15 a 20 metros de altura) tienen la forma de dos troncos de cono reunidos por su base. El cono superior termina en lo alto, por una especie de embudo (A) que puede subir y cerrar el horno como una válvula y bajarse cuando quiera cargarse el horno con mineral y combustible. El cono inferior se continúa abajo, con un cilindro que desemboca en un recipiente llamado crisol (D). Se mantiene la combustión del coque por medio de varios tubos que desembocan más arriba del crisol y por los cuales se inyecta aire (E). Es necesario producir una elevada temperatura, para lo cual se requiere una fuerte corriente de aire (combustión completa y rápida), y como este aire inyectado en gran cantidad y frío, podría producir un enfriamiento del horno, se le calienta previamente. Para ello se utilizan los gases calientes que se desprenden del horno por A. Manteniendo esta abertura cerrada por la válvula, pasan los gases calientes por B y llegan a la cámara C, calentando los tubos que ésta contiene y por dentro de los cuales circula el aire, que avivará la combustión del horno.

En la parte inferior del horno se produce, pues, *anhidrido carbónico* y *elevada temperatura*. El anhidrido carbónico asciende y encuentra capas de carbón incandescente, produciéndose:

$$\underset{\text{anhidrido carbónico}}{CO_2} + C = \underset{\text{óxido de carbono}}{2CO}$$ (ver pág. 229)

y este CO reacciona con el óxido de hierro, reduciéndolo:

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 3CO_2 + 2Fe$$

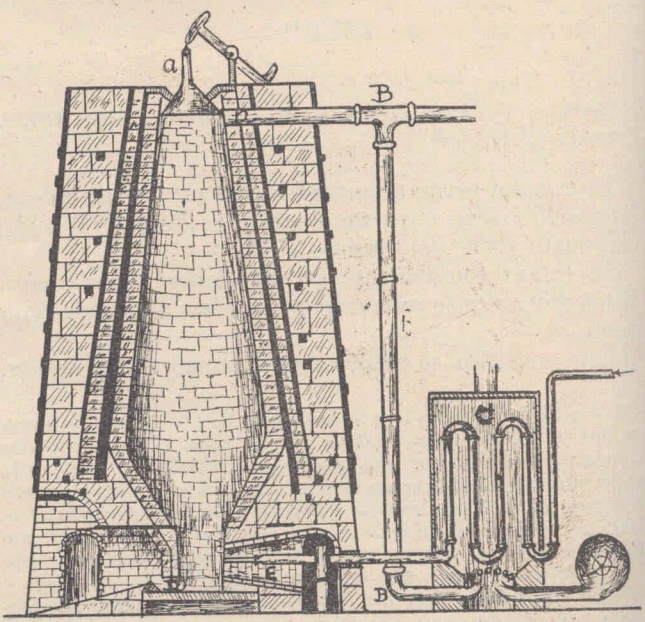


Fig. 57. Alto horno. (Metalurgia del hierro.)

Pero como a la elevada temperatura que se obtiene en el alto horno, el *hierro se combina con el carbono*, no es posible evitar este fenómeno, y se produce la combinación de estos dos elementos, formándose lo que se llama "fundición". Esta sustancia es una mezcla de *hierro* con *carburo de hierro*. La proporción de carbono que contiene varía de 3 a 6 %, y *es más fusible*, es decir, funde a temperatura más baja que el hierro puro.

La fundición, a medida que se forma, cae fundida (líquida) al crisol.

Pero el mineral que se emplea no es óxido o carbonato de hierro puros. Está siempre, como todos los minerales, acompañado por su *ganga* (ver pág. 268). Si ésta es silícea, reacciona con el óxido de Fe, formando una *escoria* de silicato doble de aluminio y de hierro, y se pierde, pues, una parte de hierro. Se añade entonces sustancias *calcáreas*, para que éstas, con la sílice de la ganga, formen un vidrio (silicato de calcio) que, a la temperatura del alto horno, funde y cae al crisol depositándose sobre la fundición (por ser más liviano) y protegiéndola del contacto del aire. Si la ganga que acompaña al mineral de hierro fuera calcárea, se le añade como fundente, sílice (arena), para formar la escoria.

A medida que va funcionando el alto horno, va descendiendo el mineral en el interior de éste, y se vuelve a cargar desde arriba con capas de *mineral, fundente* (sílice o calcáreo) y *carbón*, y la operación se continúa sin interrupción.

Del crisol se retiran: la escoria, por una abertura superior, y la fundición, por otra más baja. Esta se cuela en moldes.

Fundición. — El metal que se obtiene en los altos hornos no es, pues, hierro puro, sino una mezcla conocida en la industria con el nombre de *fundición*. Son muy variables las fundiciones que se obtienen, pues ello depende de las impurezas del mineral empleado; pero todas las variedades de fundición pueden agruparse en *dos clases*.

1.° **La fundición gris.** — Es un metal que puede limarse y agujerearse. Es granuloso. Funde a 1100°. Al solidificarse aumenta de volumen, y por ello se presta para volcarlo en moldes, pues, solidificándose en éstos, penetra en todos los intersticios, reproduciendo bien la forma del molde empleado.

Fe, carbono y carburo de hierro

Tratando esta fundición gris por ácido clorhídrico o sulfúrico, desprende H de muy mal olor, pues se forma, al mismo tiempo, *hidrocarburos*, que son compuestos de C e H y que se producen por la acción de los ácidos sobre el carburo de hierro, que contiene la fundición. Al mismo tiempo se deposita como residuo carbono, en forma de *grafito*, cuando todo el hierro se disuelve en los ácidos, lo que demuestra que *la fun-*

dición contiene el carbono combinado en forma de *carburo de hierro* y libre, en *solución* (ver pág. 227).

2.° **Fundición blanca.** — Contiene menor proporción de carbono que la fundición gris. Es más dura. Frágil. Granulosa y de granos más pequeños que la anterior. No se presta para moldearla. Tratada por H Cl, desprende hidrógeno mezclado con hidrocarburos como en la fundición gris, pero no deja residuo de carbón.

Con esta clase de fundición se prepara el hierro comercial, siendo necesario quitarle parte de su carbón y otras impurezas.

Decarburación de la fundición. — Las impurezas que contiene la fundición son compuestos de silicio, fósforo y el carbón que ya citamos. La operación denominada *decarburación* consiste en *oxidar* estas impurezas. Para conseguirlo se coloca la fundición en hornos que se calientan por un costado. Las llamas producidas en el horno pasan sobre la fundición: la funden por el calor que llevan y la oxidan por el aire que contienen.

La masa de la fundición se mueve continuamente por un mecanismo que hace girar el horno. Luego, se comprime para extraer las escorias que la impregnan y se lamina o se transforma en barras.

Propiedades. — El hierro es un metal blanco con reflejos azulados. Es maleable y dúctil.

Es el *más tenaz* de los metales comunes: un alambre de 2 milímetros de diámetro soporta un peso de 250 kgs.

Al fundirse queda pastoso y es posible *forjarlo* y soldarlo a sí mismo. Se le denomina, por esto, *hierro dulce.*

Se conserva inalterado en el aire seco. Prácticamente esta condición no se realiza, pues el aire que nos rodea contiene siempre un poco de humedad, y entonces el hierro se cubre de una capa pardo rojiza llamada *herrumbre*, constituída por hidrato de hierro. Esta capa no es adherente como en el caso del aluminio y, por lo tanto, no protege al hierro de una ulterior oxidación.

Herrumbre

Para preservar al hierro de esta acción del aire, se lo recubre de una capa de zinc, formándose lo que en el comercio se denomina *hierro galvanizado.* Protección del Fe

Desaloja fácilmente al hidrógeno de los ácidos diluídos (ver pág. 45).

Calentado *al rojo,* descompone al agua, formando óxido de hierro ($Fe_3 O_4$) y dejando en libertad al hidrógeno (ver pág. 41).

Acero. — Este producto contiene menos carbono que la fundición, pero más que el hierro. La proporción de carbono varía de 0.7 a 1.50 %. El acero es más fusible que el hierro. Posee la propiedad de *templarse:* es decir, que si se calienta al rojo y se enfría luego *bruscamente* (inmersión en agua o aceite), se hace *duro* y *quebradizo.* Para poderlo utilizar se lo *recuece,* es decir, se lo calienta a temperaturas que varían de 150° a 300°, y se lo deja enfriar *lentamente:* así recupera su *elasticidad* conservando su dureza.

COMPUESTOS DEL HIERRO

El hierro, combinándose con el oxígeno, forma diversos óxidos:

a) el óxido ferroso Fe O.
b) » » férrico $Fe_2 O_3$
c) » » ferroso férrico o magnético $Fe_3 O_4$

Para formar estos distintos compuestos, el átomo de hierro debe funcionar como bivalente y trivalente. Esta variabilidad de valencias no la habíamos encontrado aún en los *metales* que estudiamos hasta ahora; siendo frecuente, en cambio, en varios metaloides (Ej.: S,P,N).

Los óxidos de hierro, combinándose con los ácidos, se transforman en compuestos *ferrosos* y *férricos*.

Por ejemplo:

$$Fe\ O + 2H\,Cl = H_2O + \underset{\text{cloruro ferroso}}{Fe\ Cl_2}$$

$$Fe_2\ O_3 + 6H\,Cl = 3H_2O + \underset{\text{cloruro férrico}}{2Fe\ Cl_3}$$

El óxido magnético o ferroso-férrico produce una mezcla de compuestos ferrosos y férricos. Esto demuestra que en su molécula hay átomos de hierro que funcionan como bivalentes y otros como trivalentes.

$$Fe_3O_4 + 8HCl = 4H_2O + 2Fe\ Cl_3 + Fe\ Cl_2$$

La *estructura* de la molécula de estos óxidos será entonces:

óxido ferroso: $Fe = O$

» férrico:

$$\begin{matrix} Fe = O \\ \diagdown\!\diagup\ O \\ Fe = O \end{matrix}$$

óxido magnético:

$$\begin{matrix} & & O & & \\ & {}^{III}Fe & & & \\ & & O & & {}^{II}Fe \\ & {}^{III}Fe & & & \\ & & O & & \end{matrix}$$

Oxido ferroso. — FeO. Es un polvo negro, muy oxidable. Se combina espontáneamente con el oxígeno del aire, inflamándose.

Oxido férrico. — Fe_2O_3. Disolviendo hierro en ácido clorhídrico diluído se desprende H y queda en solución el cloruro ferroso.

$$Fe + 2H\,Cl = \boxed{H_2}\uparrow + Fe\,Cl_2$$

Si se deja reposar la solución *al abrigo del aire*, depositará cristales de color *verde*. Retírense esos cristales y déjeselos expuestos al aire: se verán cubrirse de una capa amarillo-marrón. El compuesto ferroso se ha transformado en férrico.

Este mismo fenómeno ocurre con las otras sales ferrosas; expuestas al aire se oxidan, transformándose en férricas.

Los compuestos *ferrosos son, como se ve, poco estables: tienden a transformarse en férricos.*

Compuestos férricos. — Oxido férrico. $Fe_2 O_3$. Existe abundantemente en la Naturaleza. Se conoce con el nombre de *hematita* (1). Es el óxido que se emplea en la metalurgia del hierro.

Es una sustancia roja, insoluble en agua, difícilmente atacado por los ácidos.

Artificialmente, puede obtenerse por calcinación del sulfato ferroso:

$$\begin{matrix} Fe\ SO_4 \\ Fe\ SO_4 \end{matrix} \longrightarrow Fe_2O_3 + \boxed{SO_2} + \boxed{SO_3}$$

2 moléculas de sulfato ferroso — anhidrido sulfuroso — anhidrido sulfúrico

Obtenido de esta manera, es un polvo muy tenue, de color rojo, que se utiliza en pinturas y para pulir metales.

Cloruro férrico. — $Fe\ Cl_3$. Se puede obtener haciendo pasar cloro seco sobre hierro calentado al rojo: se combinan los dos elementos con incandescencia, y al enfriarse se obtienen laminillas hexagonales que, por transparencia, tienen reflejos verdosos y rojos.

Es muy soluble en agua.

Coagula la albúmina, y por eso se emplea para detener hemorragias.

Iones ferrosos y férricos. — Los compuestos de hierro que se disuelven en agua, forman *iones de hierro.* Aquellos que deriven del hierro bivalente formarán iones *ferrosos*, y los que deriven del hierro trivalente, *iones férricos.*

Las reacciones de ambos iones son diferentes.

Ejemplo: Tratando una sal ferrosa pura por solución

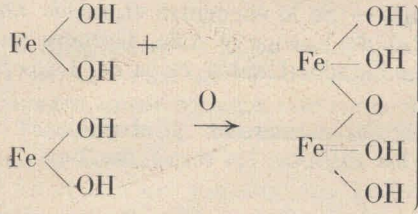
(1) Hematita proviene de "aima" = sangre, debido a su color.

de hidrato de sodio, *al abrigo del aire*, se obtiene un precipitado blanco de hidrato ferroso.

$$Fe\,Cl_2 + 2Na\,OH = 2Cl\,Na + \underbrace{Fe\,(OH)_2}_{\text{precipitado blanco}}$$

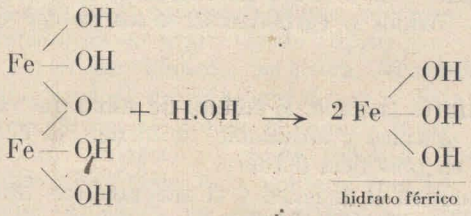
Si este precipitado blanco se lo expone al aire, se transforma en hidrato férrico, de color rojo:

1)



Dos moléculas de hidrato ferroso han retenido un átomo de oxígeno. El hierro ha funcionado para esto, como trivalente.

2)



hidrato férrico

Si se trata una sal férrica pura, por hidrato de sodio se precipita *hidrato férrico*, de color marrón.

$$Fe\,Cl_3 + 3\,Na\,OH = 3\,Cl\,Na + \underbrace{Fe\,(OH)_3}_{\text{precipitado marrón}}$$

COBRE

Símbolo: Cu. Peso atómico: 63. Punto de fusión: 1.084°. Punto de ebullición: 1.500°. Peso específico: 8,8. Bivalente.

Estado natural. — Se lo encuentra en *estado nativo* en varias partes de Europa y Asia. Grandes yacimientos existen en Estados Unidos, cerca del Lago Superior.

Sus compuestos son numerosos y abundantes: se utilizan el *óxido*, los *sulfuros*, los *carbonatos*.

Metalurgia. — Si se trata de obtenerlo de minerales oxidados (óxidos o carbonatos), se los reduce con carbón.

2) Los sulfuros (mezcla de sulfuro de cobre que contiene hierro, arsénico y antimonio) se *tuestan*, es decir, se calientan en presencia del aire.

De esta manera el arsénico y el antimonio se transforman en óxidos volátiles; el hierro se oxida formando un óxido fijo y el cobre queda combinado al azufre, pues tiene mayor afinidad por este elemento que por el oxígeno.

El mineral tostado se funde con sílice. Esta, forma con el óxido de hierro un silicato fusible, que puede separarse. El sulfuro de cobre, así separado de sus impurezas, se tuesta nuevamente, transformándose en óxido que se reduce fácilmente por el carbón.

3) Los *minerales pobres* se disuelven en ácido sulfúrico. Se forma así sulfato de cobre, soluble en agua. De esta solución se separa el cobre por *electrólisis* o por el *hierro* (desalojo).

Experiencia: En una solución de sulfato de cobre, introdúzcase una chapa de hierro (o alambre, o clavos, etc.). Poco a poco, se notará que el hierro *se recubre de cobre*, y se verá también que la solución de sulfato de cobre, que era de color azul, se transforma en color verde.

$$\underset{\text{sulfato de cobre}}{SO_4Cu} + Fe = \underset{\text{sulfato de hierro}}{SO_4Fe} + Cu$$

El color verde se debe al sulfato de hierro.

Propiedades. — Es un metal de color rojo. Muy maleable. Es tenaz: un hilo de cobre de dos milímetros de diámetro puede soportar una carga de 140 kilogramos.

Se oxida por el calor y el aire.

Tiene un brillo metálico perfecto y puede pulirse con facilidad.

En el *aire seco* conserva este brillo (a la temperatura ordinaria), pero si se calienta se cubre de una capa roja de *óxido cuproso* (ver más adelante), que luego se transforma en negro (óxido cúprico).

En el aire húmedo, se altera, recubriéndose de una capa verdosa de *carbonato de cobre*. Esta acción es favorecida por las grasas, el cloruro de sodio y los ácidos débiles (vinagre). Y como todos los compuestos del cobre *son tóxicos*, debe cuidarse que los utensilios de cobre utilizados en las cocinas, no queden expuestos al aire sino bien *limpios* y *secos*.

No desaloja al H de los ácidos diluídos.

Puesto en contacto con ácidos oxigenados (nítrico, sulfúrico) *concentrados*, forma las correspondientes sales, desprendiéndose vapores ácidos.

En el primer caso se desprende NO_2 y en el segundo SO_2 (ver páginas 182 y 156).

Su afinidad con el S es grande.

Experiencia: En un pequeño balón de vidrio se calienta azufre hasta que produzca vapores; se retira luego el mechero y se echa dentro del balón limadura muy tenue de cobre: el metal *se pone incandescente* al combinarse con el azufre.

Aplicaciones. — El cobre se distingue de los metales comunes por su buena conductibilidad *calorífica* y *eléctrica*, y, por lo tanto, se emplea en los conductores eléctricos aéreos o submarinos. Se emplea en la construcción de máquinas eléctricas y en los aparatos de destilación.

Las aleaciones en que interviene el cobre son numerosísimas. En general, son más fácilmente fusibles que el cobre puro. Las más importantes son:

Bronces: que contienen cobre-estaño; cobre-estaño-zinc; cobre-aluminio.

Latones: cobre-zinc. Si la aleación contiene poco zinc, se denomina: *similí oro.*

Argentan: cobre-níquel-zinc. Esta aleación adquiere mucho brillo por el pulido. El metal llamado *Christofle*, y con el cual se fabrican cuchillos, tenedores y cucharas, es argentan plateado por galvanoplastia.

El empleo del cobre remonta a las épocas prehistóricas. Los antepasados trabajaban un mineral natural de *latón* llamado auricalcita.

COMPUESTOS DEL COBRE

El cobre como el hierro, forma dos clases de compuestos: los *cuprosos y los cúpricos*. En los primeros parece funcionar como monovalente. En los segundos es bivalente.

Ejemplo: *Cloruro cuproso:* Cu Cl o también $\begin{matrix} Cu—Cl \\ | \\ Cu—Cl \end{matrix}$

Puede admitirse el átomo de cobre monovalente, o el *complejo* $\begin{matrix} Cu— \\ | \\ Cu— \end{matrix}$ bivalente.

Cloruro cúprico: $CuCl_2$. Aquí el cobre funciona como bivalente.

Los compuestos cúpricos son más numerosos que los otros.

Oxido cuproso. — Cu_2O. Sustancia sólida, de *color rojo parduzco*. Se lo encuentra en la Naturaleza y se lo denomina *cuprita*.

Puede obtenerse artificialmente calentando *suavemente* el cobre en presencia del aire.

Es insoluble en agua.

Puede obtenerse también de la manera siguiente:

Experiencia: Colóquese en un tubo de ensayo, 10 cc. de una solución al 10 % de *sulfato cúprico* y un volumen igual de solución al 20 % de *glucosa*, a la que se añade 1 cc. de *lejía de soda* (ver pág. 284). Se mezclan bien los líquidos y se calienta el tubo al *baño maría* (1). Pronto se verá depositarse en el tubo, un *polvo rojo*. Es *óxido cuproso*. La glucosa (azúcar de uva), *cuerpo reductor* en presencia de Na.OH, ha *reducido* a la sal cúprica transformándola en Cu_2O.

(1) Un recipiente cualquiera en el que se mantiene agua en ebullición.

Oxido cúprico. — Cu O. Es un polvo *negro*. Se forma, como ya dijimos, calentando fuertemente el cobre en el aire.

También se obtiene por calcinación del carbonato de cobre o del nitrato de cobre.

$$\underset{\text{Carbonato de Cu}}{CO_3\,Cu} \longrightarrow Cu\,O + \nearrow CO_2$$

$$\underset{\text{Nitrato de Cu}}{(NO_3)_2\,Cu} \longrightarrow Cu\,O + 2\,\nearrow NO_2 + \nearrow O$$ (ver pág. 191)

No se disuelve en agua.

Sus propiedades de óxido básico se demuestran disolviéndolo en los ácidos (H Cl; $NO_3\,H$; $SO_4\,H_2$) con los que forma las correspondientes sales de cobre.

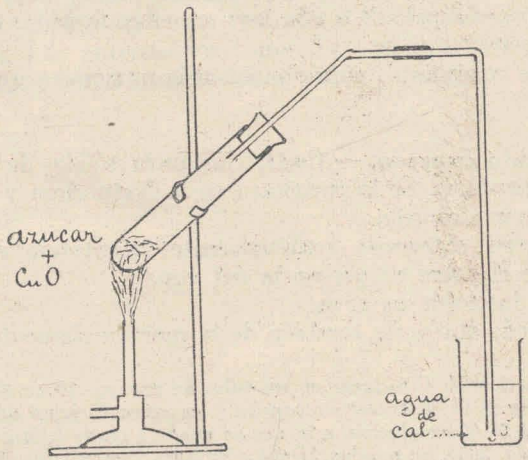


Fig. 58. Oxidación de una sustancia orgánica por el óxido cúprico.

Cede con facilidad su oxígeno a los cuerpos reductores. Calentado con sustancias orgánicas, que, como ya sabemos, contienen mucho carbono en su molécula, las *oxida*.

Experiencia: Mézclese un poco de azúcar en polvo, con mayor cantidad de óxido de cobre, pulverizado. Colóquese en un tubo de ensayo, bien seco, en la forma que lo indica el esquema.

Al calentar el tubo, pronto se ven depositarse gotitas de agua, en las paredes frías del mismo (parte superior) y desprenderse burbujas gaseosas que enturbian el agua de cal. El Cu O ha cedido su oxígeno a la materia orgánica (azúcar). Esta, que contiene C, H y O, forma con el oxígeno de Cu O y el suyo propio, vapor de agua y anhidrido carbónico. El agua se condensa en el tubo frío y el CO_2 enturbia el agua de cal (ver pág. 234).

Si se empleó bastante óxido de cobre, toda la materia orgánica será oxidada.

Obsérvese el tubo al final de la experiencia: se nota el *cobre* metálico, depositado sobre el vidrio, como un espejo.

El Cu O se ha *reducido*, dejando el metal, libre.

En esta reacción se funda el análisis y dosaje del C y del H que contienen las materias orgánicas.

Hidrato de cobre. — $Cu(OH)_2$. Esta sustancia, como todos los hidratos de metales pesados, se forma tratando una sal soluble del metal por solución de hidrato de sodio (ver pág. 266).

Experiencia: Repítase la experiencia explicada en la página 266; sepárese por filtración el hidrato de cobre, azul claro, y trátese por solución de ácido sulfúrico

$$Cu(OH)_2 + SO_4H_2 = (SO_4)Cu + 2H_2O$$

se disuelve todo, formándose un líquido de hermoso color azul, debido al sulfato de cobre.

Sepárese otra porción de hidrato de cobre y trátese por solución de *amoníaco*. Se disuelve todo, formándose un líquido de *un intenso color azul violado*. Compárese con el azul producido por el sulfato de cobre; son muy diferentes.

Iones complejos

En esta sustancia, el cobre existe en forma de *ion complejo*. Es el ion cupri amonio, que está formado por el cobre y el amoníaco, en proporción variable, y cuya fórmula sería $Cu(NH_3)n$, en la que *n* puede ser 2, 4 ó 6.

En el sulfato de cobre, en cambio, el metal existe como *ion cúprico* cuando está en solución (ver pág. 164).

Reconocimiento del cobre. — Reconoceremos el *ion cúprico*, por el color azul verdoso que presentan sus soluciones y el ion *cupri amonio*, por el intenso azul violado. En esta propiedad se funda la investigación

del cobre, pues soluciones muy diluídas de sus compuestos *solubles* (sulfato, cloruro, nitrato), tan diluídas que no alcanzan a presentar el color azul, adquieren una coloración *violeta muy visible*, cuando se tratan por solución acuosa de amoníaco.

Sulfato de cobre. — $SO_4Cu + 5H_2O$. Sal que cristaliza con 5 moléculas de agua de cristalización.

Se lo conoce con el nombre de *vitriolo azul* (1). Los cristales presentan un color azul obscuro. Calentados, pierden el agua de cristalización, transformándose en un polvo de *color blanco* que, calentado más fuertemente, *funde* y puede ser colocado en moldes.

Sales anhidras

Este polvo blanco, expuesto al aire, absorbe la humedad atmosférica, transformándose nuevamente en azul. Esto nos demuestra que el color azul de las sales del cobre se debe al ion cúprico que se forma cuando aquéllas se disuelven en agua.

Se emplea el sulfato de cobre en *galvanoplastia*.

Disuelto en agua, se inyecta a los postes telegráficos y durmientes de vías férreas, para preservar la madera del ataque de los insectos.

Mezclado con cal, se emplea para combatir enfermedades de los viñedos.

Carbonatos de cobre. — Existen en algunas partes del globo terrestre, sobre todo en Rusia, grandes yacimientos de carbonatos. Uno de estos carbonatos se

Malaquita

conoce con el nombre de *malaquita*. Se presenta, por lo general, en forma de masas compactas, fibrosas, de un color *verde esmeralda*. Con él se fabrican objetos de *ornamentación* (2).

Azurita

Otro carbonato natural es la *azurita*, que se encuentra cristalizado o en masas compactas de un bello color

(1) Derivado del *vitriolo*, nombre con el que los antiguos designaban al ácido sulfúrico.

(2) En una catedral de San Petersburgo existían columnas hasta de 9 metros de altura, revestidas totalmente de *malaquita*.

azul obscuro. Se lo emplea en pintura con el nombre de azul de montaña.

Estos carbonatos, químicamente considerados, son *carbonatos básicos.*

Sales básicas. — Hemos visto en varias oportunidades lo que significa una sal neutra y una sal ácida.

Ejemplo:

SO_4Na_2 Sulfato neutro de sodio
SO_4HNa Sulfato ácido de sodio

Las sales ácidas contienen aún hidrógeno ácido, que no ha sido reemplazado por el metal.

En las sales básicas, suponemos que no han sido combinados todos los oxidrilos de las bases, con el hidrógeno del ácido.

Ejemplo:

1) $CO_3H_2 + Cu(OH)_2 = 2H_2O + CO_3Cu$

Carbonato neutro de Cu (no se conoce).

2) $Cu(OH)(OH)(OH)(OH)Cu + H_2(CO_3) \longrightarrow 2H_2O + Cu(OH)_2CO_3Cu$

Carbonato básico de Cu.

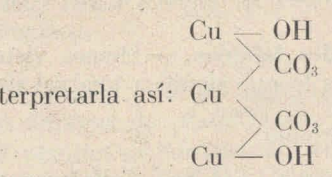
En el primer caso, los dos átomos de hidrógeno del ácido carbónico, se han combinado con los dos oxidrilos de una molécula de hidrato de cobre; en el segundo, se han combinado con dos oxidrilos de dos moléculas de hidrato de cobre. Esta fórmula de carbonato interpreta la composición de la *malaquita.* Como vemos, puede también considerarse formada por la unión de una molécula de carbonato de cobre con una de hidrato de cobre, y por eso se denomina *sal básica.*

Sales básicas contienen aun oxidrilos

La azurita responde a la composición siguiente:

$$2CO_3Cu;\ Cu(OH)_2$$

y podemos interpretarla así:



Cardenillo

Cuando se abandona el cobre al aire húmedo, se cubre de una capa verdosa que se denomina *cardenillo*. Está constituída por carbonato básico de cobre. En su producción interviene la humedad atmosférica y el anhidrido carbónico. Esta capa, formada en esas condiciones, adhiere al cobre y lo preserva de una ulterior transformación. Pero si el metal así transformado, está en contacto de ácidos, aunque sean débiles, éstos disuelven la capa de carbonato y el metal seguirá corroyéndose. Por eso se dijo, en la pág. 327, que los utensilios de cobre utilizados en las cocinas, debían guardarse *bien limpios y secos*.

PLOMO

Símbolo: Pb. Peso atómico: 205,35. Punto de fusión: 327°. Punto de ebullición: 1470°. Peso específico: 11,50. Bivalente y tetravalente.

Es un metal muy abundantemente esparcido en la Naturaleza. Su mineral más común es la *galena* (S Pb). El plomo se extrae sobre todo de este mineral.

Metalurgia. — Se utilizan dos métodos: 1) Se mezcla la galena con hierro y luego se someten a la acción del calor. Se produce una reacción de desalojo o de reemplazo. *El hierro pone en libertad al plomo.*

$$SPb + Fe = SFe + Pb$$ (ver página 26).

2) *Por tostación.*

La galena calentada en presencia del aire, produce anhidrido sulfuroso (SO_2) y óxido de plomo (PbO). El primero, por ser un gas, se desprende. El óxido de plomo que queda, se reduce luego por el carbón.

Propiedades. — El plomo es un metal gris azulado muy brillante, pero que, expuesto al aire, pierde su brillo, pues se cubre de una capa de carbonato *básico* de plomo.

El plomo es bastante *blando:* puede ser cortado con un cuchillo y rayado con la uña.

Es maleable y *poco dúctil*, pues los hilos que se fabrican con él se rompen con facilidad: un hilo de 2 mm. de diámetro se rompe con una carga de 9 kil. (compárese con pág. 320).

El plomo no se altera en contacto del agua pura,

pero sí en contacto de agua que contenga disuelto aire o anhidrido carbónico. En estos casos, se forma hidrato de plomo $Pb(OH)_2$ o carbonato básico de plomo $(CO_3Pb)_2\ Pb(OH)_2$. El primero es ligeramente soluble en el agua. El segundo no.

Cámaras de Pb

El ácido sulfúrico ataca muy poco al plomo, pues forma sulfato de plomo, que es insoluble, y cubre el metal preservándolo del ataque ulterior (ver su empleo en la fabricación de ácido sulfúrico, pág. 153).

Con el ácido clorhídrico ocurre el mismo fenómeno: se forma cloruro de plomo insoluble, que protege al metal.

El ácido nítrico es el mejor disolvente del plomo, pues forma nitrato de plomo soluble en el agua (ver páginas 179 y 182).

Aplicaciones. — La mayor parte del plomo que se extrae de sus minerales se emplea para fabricar *aleaciones.* Ejemplos: *tipos de imprenta:* 60 de plomo, 25 de antimonio, 15 de estaño.

El metal proporcionado por la industria, se utiliza en gran cantidad también, para fabricar *caños conductores de gas o de agua.*

El plomo es *tóxico*, y lo será tanto más cuanto más solubles sean sus compuestos. Se utiliza, a pesar de esto, sin peligro, en caños conductores de agua, porque el agua potable de fuente o de ríos contiene siempre cloruros o sulfatos con los cuales el plomo forma cloruros o sulfatos de plomo insolubles.

Compuestos de plomo. Oxidos. — Se conocen el *óxido de plomo:* PbO, llamado *litargirio.* Es de color amarillo ladrillo. Se emplea en la industria del vidrio.

El *bióxido de plomo* PbO_2 (plomo tetravalente), polvo de color marrón obscuro. Es un enérgico *oxidante.*

El *minio* Pb_3O_4, llamado óxido salino. Polvo de color rojo. Utilizado mucho en pintura. Es, efectivamente, una sal que deriva del anterior bióxido.

a) $PbO_2 + 2H_2O = PbO_4H_4 = Pb$ (OH, OH, OH, OH) (ácido plúmbico)

b) Pb (O H, O H, O Pb; O H, O H, O Pb) $= 2H_2O + Pb$ (O, O, Pb; O, O, Pb) (plumbato de plomo) (minio)

El plomo funciona entonces como metal o como metaloide.

Carbonato básico de plomo. — (Albayalde).

$$Pb \begin{cases} (CO_3) - Pb - OH \\ (CO_3) - Pb - OH \end{cases}$$

Pinturas blancas

Se obtiene tratando una sal de plomo soluble por anhidrido carbónico o carbonato de sodio.

Es una sustancia pulverulenta blanca, empleada mucho para pinturas. Hoy se va disminuyendo su empleo a causa de su toxicidad. Se la reemplaza con *sulfato de bario u óxido de zinc*, blancos también y no tóxicos.

ZINC

Símbolo: Zn. Peso atómico: 64.88. Punto de fusión: 419°. Punto de ebullición: 918°. Peso específico: 6.9.

Este metal no se encuentra libre en la Naturaleza. Existe en abundancia combinado, formando *carbonato* CO_3Zn, llamado *smithsonita y sulfuro* (S Zn) llamado *blenda.*

Su metalurgia es sencilla.

1) Si se trata de carbonato, se *calcina:*

$$CO_3Zn \xrightarrow{\text{calor}} \boxed{CO_2}\uparrow + ZnO$$

2) Si se trata de sulfuro, se *tuesta:*

$$2SZn + 3O_2 = 2\,\boxed{(SO_2)}\uparrow + 2ZnO$$

En ambos casos *se obtiene óxido de Zn,* que *se reduce por el carbón:*

$$ZnO + C = CO + Zn$$

Propiedades. — Metal de color blanco azulado, que se opacifica al aire húmedo, por formarse sobre él una capa de *carbonato básico de zinc,* que lo preserva de una ulterior transformación.

Es ávido de oxígeno, en caliente.

Experiencia: Colóquese, sujetándola con una pinza, una chapita delgada de zinc en la llama *no luminosa* del mechero de Bunsen (página 276). Al poco tiempo *arde el metal* con luz violeta, produciendo *humos blancos* de óxido de zinc, que flotan un momento en el aire y caen lentamente.

Actúa sobre los ácidos diluídos, desalojando rápidamente el hidrógeno de éstos y formando la sal correspondiente (ver pág. 45).

De esta manera se suele preparar el hidrógeno (1).

Actúa sobre la potasa desalojando H

Si se trata el Zn en polvo por una solución de potasa o soda cáustica (K.OH) o (Na.OH) y se calienta, se desprende rápidamente Hidrógeno y el metal se disuelve.

Podemos interpretar la reacción de la manera siguiente:

$$1)\ Zn + 2HOH = Zn(OH)_2 + \boxed{H_2}\uparrow$$

$$2)\ Zn(OH)_2 + 2KOH = Zn(OK)_2 + 2H_2O$$

Ecuación final:

$$Zn + 2K.OH = Zn(OK)_2 + \boxed{H_2}\uparrow$$

formándose *Zincato de potasio*, de un modo análogo al que estudiamos en el capítulo del aluminio (pág. 301).

Por esta reacción vemos que el zinc *funciona también como metaloide.*

Aplicaciones. — Por *su relativa estabilidad en el aire*, se utiliza el zinc para cubrir techos y objetos que estén en contacto con la humedad.

Aliado al cobre forma el *latón.*

Se utiliza en gran cantidad para cubrir al hierro (*se introduce el hierro en el zinc fundido*), formándose lo que se denomina *hierro galvanizado.* De esta manera se preserva al hierro de la oxidación por el aire (ver página 321).

(1) Cuando se obtiene H con Zn y HCl o H_2SO_4, se nota que el gas desprendido (el H) tiene olor bastante desagradable. Esto se debe a que el metal zinc contiene muy frecuentemente *arsénico*, que proviene de los minerales de zinc, los cuales están siempre mezclados con compuestos de arsénico. Al obtenerse H, éste, en *estado naciente* (pág. 182), se combina con el arsénico produciendo hidrógeno arseniado ($As H_3$), gas muy tóxico y de muy mal olor.

Oxido de zinc. ZnO . — Es un *polvo blanco* que se produce cuando el *zinc arde en el aire.*

Se utiliza en pintura con el nombre de *blanco de zinc* o blanco nieve (según sea de granos mayores o menores). (Ver pág. 337).

Es preferible al albayalde (pág. 337), porque éste, como todas las sales de Pb, en presencia de gas hidrógeno sulfurado (del que siempre hay un poco en ambientes cerrados), se ennegrece por formarse SPb (negro), y el óxido de zinc, aunque esté expuesto a las mismas influencias, produce S Zn, que es blanco.

MERCURIO

Símbolo: Hg (1). Punto de fusión: 39°4. Punto de ebullición: 357°. Peso específico: 13,60. Peso atómico: 200. Peso molecular: 200. Bivalente y monovalente.

El mercurio es el único metal *líquido* a la temperatura ordinaria.

Se conoce desde muy antiguo. Aristóteles lo cita y el alquimista Paracelsus (1495-1540), que practicaba el arte de curar, lo empleaba y fué el primero que lo introdujo en la medicina.

Existe en la Naturaleza en estado nativo, pero mucho más abundante en forma de **cinabrio** (SHg).

De éste se extrae el mercurio, por tostación.

$$SHg + O_2 = \overset{\nearrow}{SO_2} + Hg$$

Nótese que en esta tostación no se produce óxido del metal, como en las otras que hemos estudiado (páginas 326, 335, 338), pues el óxido del mercurio no es estable a elevada temperatura y se descompone en Hg y O (ver pág. 24).

Propiedades. — Es un *líquido* blanco ligeramente azulado, dotado de un vivo brillo metálico. Este brillo tan hermoso llamó la atención de los alquimistas en la Edad Media, y consideraron al mercurio como representante de la "propiedad metálica".

Cuando es puro, no moja el vidrio y se desliza por una superficie plana con gran rapidez en forma de gotitas esféricas; cuando se impurifica por ligera oxidación, se adhiere al vidrio y corre más lentamente por las láminas sobre las cuales se extienda.

A la temperatura ordinaria, puede decirse que no se

(1) Proviene de Hidro = agua. Argentum = plata. Los antiguos querían expresar con ello el aspecto de la "plata líquida", como llamaban al mercurio.

oxida por la acción del aire. Calentado a una temperatura próxima a la de ebullición, *se oxida*, recubriéndose de una capa rojiza de óxido de mercurio. Este óxido se descompone si se eleva esta temperatura:

$$2Hg + O_2 = 2HgO \text{ (a 350°)}$$
$$2HgO = 2Hg + O_2 \text{ (a 400°)}$$

Experiencia de Lavoisier

Esta propiedad del mercurio *ha tenido una importancia muy grande en el desenvolvimiento de la ciencia Química*. Por ella demostró Lavoisier, que el aire atmosférico era una mezcla de aire vital (el oxígeno) y ázoe. Por medio del mercurio, extraía el oxígeno del aire y demostraba luego que este componente del aire atmosférico era el que mantenía las combustiones y la respiración (ver páginas 20 y 22).

El mercurio no desaloja al H de los ácidos. Se disuelve bien en el ácido nítrico, pues se forma nitrato mercúrico, soluble en agua.

Se *alía* con la mayor parte de los metales, formando *amalgamas*. Su facilidad para amalgamarse con el oro, hace que se aproveche para la extracción de éste.

El mercurio emite vapores a todas las temperaturas (hasta a la temperatura de 0°), y como *sus vapores son tóxicos*, es necesario ventilar con mucha prolijidad los locales cerrados donde se manipula el mercurio (por ejemplo: en la fabricación de lámparas para la luz eléctrica, pues el vacío de ellas se produce por medio de bombas a mercurio; fabricación de termómetros, etc.)

Experiencia: I) Colóquese un poco de mercurio en una cápsula, suspéndase sobre ésta una hojita de oro (o cualquier objeto de oro) y cúbrase todo con una campana de vidrio. Obsérvese y se verá que al poco tiempo el oro se ha *blanqueado*, se ha cubierto de mercurio. Esto demuestra la facilidad con que el mercurio emite vapores y la facilidad con que se amalgama con el oro.

II) En una solución de *bicloruro de mercurio* introdúzcase una lámina de zinc. Pronto se cubre de mercurio (amalgama). Este *zinc amalgamado* se utiliza en las pilas productoras de elec-

tricidad, porque se corroe menos que el zinc puro, por el ácido sulfúrico de la pila.

III) En la misma solución de cloruro mercúrico colóquese una lámina de cobre: amalgama inmediata. Esto se aprovecha para descubrir pequeñas cantidades de mercurio en una solución.

Aplicaciones. — El mercurio puede *empastarse* con un cuerpo graso como lanolina, vaselina y se obtiene así una pomada que es muy activa contra algunos parásitos de la piel y sobre todo contra la sífilis, azote de la humanidad.

Algunas de sus *sales* se emplean en inyecciones, con el mismo objeto.

Grandes cantidades se utilizan en metalurgia y en la fabricación de aparatos de física (termómetros, manómetros, etc.).

Recordemos que el mercurio se ha utilizado como medida de la presión atmosférica: una atmósfera de presión significa el peso de una columna de mercurio, de 76 cm. de altura (ver pág. 55).

Compuestos del mercurio. — El mercurio forma dos clases de compuestos: los *mercúricos* y los *mercuriosos*. En los primeros funciona como bivalente y en los segundos como monovalente.

Cloruro mercurioso. — HgCl. (Se representa también $\begin{matrix} Hg—Cl \\ | \\ Hg—Cl \end{matrix}$)

Se denomina comúnmente "*calomel*". Es un polvo blanco, insoluble en agua. Se utiliza como purgante (1).

Cloruro mercúrico. — $HgCl_2$. Llamado también bicloruro de mercurio o "sublimado corrosivo". Es un cuerpo sólido, blanco, soluble en agua. *Muy tóxico.*

(1) Por ser insoluble, no puede producir fenómenos tóxicos.

CAPÍTULO XX

METALES NOBLES

Agrupamos en este capítulo la *plata*, el *oro* y el *platino*. Su calificación de *nobles* proviene de muy antiguo. Con ello se ha querido expresar su característica de ser *inalterables*, aunque estén expuestos al aire. *El oxígeno del aire no los ataca* (lo contrario de todos los metales que hemos estudiado hasta ahora) y conservan su hermoso brillo metálico, aunque estén expuestos al aire húmedo.

Resisten a la oxidación

La plata se ennegrece con el tiempo, pero esto se debe al hidrógeno sulfurado, del que existen vestigios en el aire (ver pág. 171).

PLATA

Símbolo: Ag (de argyros = metal blanco). Peso atómico: 107. Punto de fusión: 960°. Peso específico: 10,6. Monovalente.

Existe en la Naturaleza en estado *nativo* y en forma de *cloruro* (llamado *plata córnea*) y de *sulfuro* (argirosa).

Propiedades. — Es el más blanco de los metales; dotado de un brillo muy pronunciado y susceptible de ser pulido.

Tiene una sonoridad notable.

Es más blando que el cobre, pero más duro que el oro. Muy maleable y muy dúctil: con gr. 0.05 de plata puede fabricarse un hilo de 130 metros de longitud.

Se han obtenido láminas tan tenues, que han sido necesarias 500 para alcanzar un milímetro de espesor. Tales hojas son translúcidas y permiten pasar la luz de un color azul verdoso.

Atacada por el NO_3H

Cuando se funde la plata, absorbe oxígeno; pero, al enfriarse y solidificarse, se desprende ese oxígeno en gruesas burbujas que dejan en la superficie del metal grandes agujeros.

Esto demuestra que el metal no se oxida directamente, como lo hacen los metales comunes.

El ácido nítrico disuelve la plata, formando nitrato de plata y desprendiendo vapores rutilantes (ver página 179).

Aplicaciones. — La plata se emplea *aliada al cobre para fabricar monedas* y objetos de adorno.

Grandes cantidades se utilizan también en *fotografía*, pues *las sales de plata son descompuestas por la luz*, y al descomponerse depositan plata metálica en polvo muy tenue, de color negro.

En las partes de las placas fotográficas expuestas a la luz, las sales de plata sufren la citada transformación y se origina así lo que denominan el *negativo*.

Experiencia: Colóquese un poco de solución de nitrato de plata en un tubo de ensayo y añádase, gota a gota, una solución de cloruro de sodio. Cada gota que cae forma, al ponerse en contacto con la solución de nitrato de plata, un precipitado *blanco*, de aspecto grumoso. La reacción es la siguiente:

$$NO_3\,Ag + Cl\,Na = NO_3\,Na + \underbrace{Cl\,Ag}_{\text{precipitado blanco}}$$

Fíltrese este coágulo y expóngaselo a la luz solar. Pronto se ennegrece. Se descompone en cloro que se desprende y en plata que queda en forma de polvo negro.

Las sales de plata son *reducidas* fácilmente por las sustancias orgánicas (1), quedando plata en libertad. En esta propiedad se funda el método de fabricación de *espejos de plata.*

Experiencia: Colóquese en un tubo de ensayo, cuyo interior se ha lavado con ácido sulfúrico concentrado y luego con agua destilada, una solución de nitrato de plata. Sobre ella viértase solución diluída de amoníaco. Se produce un precipitado blanco que se obscurece pronto y que se disuelve si se continúa añadiendo amoníaco.

$$NO_3Ag + \underbrace{NH_4.OH}_{\text{solución de amoníaco}} = NO_3NH_4 + \underbrace{AgOH}_{\text{precipitado de hidrato de Ag, que se disuelve en exceso de } NH_3}$$

Cuando todo el precipitado se ha disuelto, *agréguese solución de glucosa* (2) y *caliéntese suavemente sin agitar el tubo.* Pronto se produce un precipitado pulverulento negruzco. Es la plata puesta en libertad. Si se continúa calentando *uniformemente* todo el tubo, se forma un hermoso espejo de plata. La plata queda adherida al vidrio formando el espejo. En esta reacción química se funda el argentado de los vidrios para producir espejos de plata (3).

Espejos

La plata se *amalgama* con extrema facilidad con el mercurio. La industria utiliza esta propiedad para extraer la plata, pues el mercurio amalgamado con la plata, se elimina después por *destilación*, porque, como hemos visto, se evapora fácilmente.

Puede hacerse la elegante experiencia que sigue y que demuestra la fácil amalgamación de la plata.

(1) Cuando se moja la piel con soluciones de sales de plata, se produce la mancha negra, debido a la reducción de la sal de plata.

(2) Sustancia orgánica. (Es el azúcar de uva).

(3) Para que esta operación resulte bien es necesario que el vidrio que quiere platearse esté perfectamente limpio.

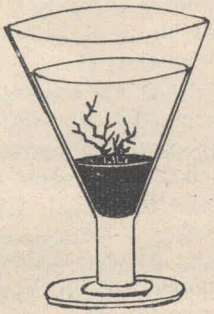


Fig. 59. "Arbol de Diana".

Amalgama de plata

Experiencia: En el vaso representado en la figura se coloca un poco de mercurio y sobre él se vierte una solución de nitrato de plata. Al cabo de algunas horas vemos formarse agujas arborescentes, conocidas con el nombre de "*Arbol de Diana*". Son de plata amalgamada. La reacción es la siguiente:

$$2NO_3Ag + Hg = (NO_3)_2Hg + 2Ag$$

el mercurio pone en libertad la plata, desalojándola de su compuesto, y luego se amalgama formando esas agujas brillantes.

ORO

Símbolo: Au (aurum). Peso atómico: 197. Punto de fusión: 1064°. Peso específico: 19,3. Monovalente y trivalente.

Estado natural. — El oro se encuentra en la Naturaleza, al estado *nativo*, sea en filones, mezclado con el cuarzo, o en las arenas que provienen de la disgregación de rocas auríferas. En estas arenas se encuentran muy a menudo, trozos mayores de oro que se denominan *pepitas*. El volumen de éstas es variadísimo, y se han dado casos extraordinarios de encontrar pepitas de un peso de 84 kilogramos, en Australia.

Extracción. — Las rocas auríferas se disgregan y luego se someten al lavado los trozos obtenidos. Del mismo modo se tratan las arenas que contienen oro. En planos inclinados, provistos de ranuras transversales, se hacen correr las arenas por medio del agua. Las hojuelas y trocitos de oro, debido a su gran densidad, se acumulan en las ranuras y el agua arrastra las materias terrosas. Para aislar luego el oro que se ha reunido en las ranuras citadas, y que siempre está mezclado con los granos más gruesos de arena, se trata la mezcla por mercurio. Este disuelve al oro amalgamándose con él (ver pág. 342), y luego se somete la amalgama a la destilación para eliminar el mercurio.

Propiedades. — El oro es un metal de hermoso color amarillo. Brillante y de brillo *estable*. Es el más *maleable* de todos los metales. No es muy duro y por eso se le alía, por lo general, con el cobre, para fabricar objetos de adorno o monedas.

Al oro le llamaban los antiguos el "*rey de los metales*", por su resistencia a los agentes atmosféricos y a los

ácidos. Ya hemos dicho que no se oxida al aire seco ni húmedo y que *resiste a la acción corrosiva de todos los ácidos.*

Es atacado vivamente por el *cloro*, y por eso el *agua regia* lo disuelve (ver pág. 183), pues contiene cloro, y éste forma con el oro, cloruro de oro, soluble en agua.

Compuestos del oro. — *El metal presenta poca tendencia a formar compuestos* y todos ellos se descomponen cuando se calientan, dejando al elemento en libertad.

La sal de oro más común es el *tricloruro de oro*, que se forma por la combinación directa del oro con el cloro.

$$2Au + 3Cl_2 = \underset{\text{cloruro de oro}}{2Au\,Cl_3}$$

Son cristales de color rojo, *delicuescentes*, pues por ser muy solubles en agua, absorben la humedad atmosférica. Por el calor se descomponen en:

$$Au\,Cl_3 \xrightarrow{\text{calor}} Au\,Cl + Cl_2$$

obteniéndose *cloruro auroso*, llamado también monocloruro o protocloruro, un polvo amarillo verdoso, *insoluble* en agua.

Aleaciones de oro. — El oro se alía con el Zinc, Mercurio, Cobre, Plata y Cadmio. La presencia de cadmio produce en estas aleaciones un color *verdoso*. La aleación oro-plata forma el oro *amarillo* y la oro-cobre el oro *rojo*. Esta última es la más empleada, pues *la adición de cobre aumenta la dureza del metal noble*. La riqueza de oro, en estas aleaciones, se expresa en *quilates*.

Diversos colores del oro aliado

Al oro puro se le llama oro de *24 quilates*. La moneda inglesa tiene 22 quilates, es decir, 22 partes de oro y 2 de cobre. Nuestra moneda, 21,6 quilates, es decir, 21,6 de oro y 2,4 de cobre, lo que es igual al 10 % de

Oro puro 24 quilates

cobre (1). Por eso se dice también *9|10 de fino y 1|10 de cobre*. Los anillos y demás objetos de joyería, de buena clase, tienen 18 quilates, lo que equivale al 25 % de cobre.

Piedra de toque

Para apreciar la riqueza en oro de los diversos objetos se emplea la llamada *piedra de toque*, que es una piedra pulida, muy dura, silícica y de color negro. Frotando el objeto que se analiza, sobre dicha piedra, deja un trazado que luego se moja con ácido nítrico concentrado. Los metales que acompañen el oro se disolverán en el ácido, quedando sólo el oro inatacado. Por comparación con aleaciones de composición conocida, puede un obrero ejercitado calcular con bastante aproximación el contenido de oro del objeto analizado.

(1) Sobre 24 partes contiene 2,4, es decir, 10 %.

PLATINO

Símbolo: Pt. Peso atómico: 194. Punto de fusión: 1770°. Peso específico: 21,48. Bivalente y tetravalente.

El *platino* (1) se encuentra en la Naturaleza en estado *nativo*. Por lo general, está mezclado con *oro*, *plata* y otro metal: el *iridio;* el mineral así constituído se lo llama: *mina de platino* (2).

Propiedades. — Es un metal blanco, bastante maleable, tan tenaz como el hierro. Tiene un brillo perfecto que conserva inalterado al aire, pues no se oxida a ninguna temperatura.

Los ácidos no lo atacan. Su disolvente es el agua regia. Es característica su *alta densidad*.



Fig. 60. Oxidación catalítica por el Pt.

Por su resistencia a los agentes químicos, se lo emplea en los laboratorios para fabricar cápsulas y crisoles y retortas para destilar ácido sulfúrico.

Se lo emplea también para joyas de adorno.

Las puntas de los pararrayos están recubiertas de platino.

Catalizador

En las operaciones químicas, el platino resulta un agente *catalítico* muy interesante (ver pág. 93).

Experiencia: Se cuelga, como lo representa la figura, una espiral de platino sobre la mecha. La lamparita contiene una mezcla de éter común y alcohol puro. Se enciende la mecha y, cuando la espiral se ha calentado hasta el rojo, se apaga la llama

(1) Diminutivo de plata.

(2) Se lo ha encontrado también en forma de *pepitas*, algunas hasta de 10 kilogramos.

soplando. Se verá que la espiral se mantiene al rojo y la lamparilla vuelve a encenderse. El fenómeno se explica así: al apagarse la llama, continúan elevándose desde la mecha, vapores de alcohol y éter. Estas sustancias, al ponerse en contacto con el platino incandescente, se oxidan por el aire (el platino interviene como *agente de contacto* (ver pág. 93) y el calor desprendido en la oxidación del alcohol y del éter, mantiene la incandescencia del alambre y luego provoca la espontánea inflamación de los vapores. Esta oxidación del alcohol por el aire, en presencia del platino, puede apreciarse muy bien con la siguiente

Catálisis por Pt

Experiencia: Desmenúcese muy bien un poco de algodón. Mójese con alcohol puro y espolvoréese sobre él *negro de platino* (1). El alcohol se encenderá espontáneamente. El fenómeno es igual al anterior. El platino dividido, facilita la oxidación del alcohol, y ésta se efectúa con tanta rapidez, que el calor producido tan bruscamente en la oxidación, inflama el alcohol.

(1) Es platino en polvo muy tenue. Se obtiene *reduciendo* $PtCl_4$ por glucosa (azúcar de uva).

CAPÍTULO XXI

METALES METALOIDES

En este grupo describimos algunos metales que se caracterizan físicamente, por no poseer tan pronunciadas como los metales comunes, las propiedades útiles para la industria, de maleabilidad, tenacidad, dureza, etc., y *químicamente por presentar sus óxidos un marcado carácter de anhidridos.*

Son metales que se emplean en gran escala en *aleaciones.*

ESTAÑO

Símbolo: Sn. Peso atómico: 118. Punto de fusión: 232°. Punto de ebullición: 1600°. Peso específico: 7.30. Bivalente y tetravalente.

Metal blanco; fácilmente fusible, *muy maleable* (1), puesto que pueden fabricarse láminas de $\frac{1}{100}$ de milímetro de espesor; pero carece de tenacidad.

En el comercio se encuentra en forma de barras (ba-

(1) Son muy conocidas las llamadas "hojas de estaño", con las que se envuelven chocolates y bombones.

rra de soldar). Cuando se pliegan estas barras, producen un crujido muy perceptible, al que se le llama el *grito del estaño*. Posiblemente se debe a la ruptura de los pequeños cristales de que está formado.

Mantiene su brillo al aire seco, a la temperatura ordinaria.

Calentado, se opacifica y luego *arde* con llama violácea, produciendo un polvo blanco que es *bióxido de estaño:* SnO_2.

El ácido clorhídrico disuelve el estaño por formarse cloruro estañoso (soluble) y desprendimiento de H.

$$2H\,Cl + Sn = Sn\,Cl_2 + \boxed{H_2}\uparrow$$

Combinándose con el cloro, forma cloruro estánico:

$$Sn + 2Cl_2 = Sn\,Cl_4$$

un *líquido* incoloro, muy volátil y que forma *humos* en contacto con el aire. La humedad atmosférica lo descompone, produciendo ácido clorhídrico y *ácido estánico*.

$$\underset{\text{cloruro estánico}}{Sn\,Cl_4} + \underset{\text{agua}}{4H.OH} \rightleftharpoons \underset{\text{ácido clorhídrico}}{4H\,Cl} + \underset{\text{ácido estánico}}{Sn(OH)_4}$$

Aplicaciones. — Se lo utiliza para *soldaduras*.

Entra en la composición de muchísimas *aleaciones*. Las más importantes son los *bronces* (ver pág. 261).

Se lo emplea también para recubrir utensilios de cocina fabricados de cobre, y evitar así la acción tóxica de éste.

Enormes cantidades se emplean en la aleación llamada comúnmente *lata* (es hierro y estaño), y de lo que se consume muchísimo en los envases de conservas alimenticias.

Lata

CROMO

Símbolo: Cr. Peso atómico: 52. Peso específico: 6,8. Bivalente, trivalente y hexavalente.

Compuestos coloreados

El nombre de *cromo* proviene de "croma", que en griego significa color, porque los compuestos del cromo tienen casi todos hermosos colores.

Se lo encuentra en la Naturaleza, asociado al hierro y en forma de óxido.

De éste se obtiene por reducción. Esta es muy laboriosa, pues *la unión del cromo y el oxígeno es muy resistente*, y se ha conseguido reducirlo por medio del aluminio (ver aluminotermia, pág. 297).

Es un metal *muy duro*.

Agregado a algunos metales, aumenta enormemente la dureza de éstos.

Forma numerosos compuestos, en los cuales funciona como metal o metaloide.

Siendo *bivalente*, forma las **sales cromosas**, *poco estables*.

Ejemplo: $\underset{\text{óxido de cromo}}{Cr\,O} + 2H\,Cl = H_2O + \underset{\text{cloruro cromoso}}{Cr\,Cl_2}$

Siendo *trivalente*, forma las **sales crómicas**, más estables y coloreadas de *verde* o *violeta*.

Ejemplo: $\underset{\text{óxido crómico}}{Cr_2O_3} + 6ClH = 3H_2O + \underset{\text{cloruro crómico}}{2Cr\,Cl_3}$

En estas dos clases de sales, el cromo funciona como *metal*, y en el caso del cloruro crómico (por ejemplo),

se formarán, al disolverse la sal en agua, iones de $\left[\begin{smallmatrix}+++\\ Cr\end{smallmatrix}\right]$ (positivos) y de Cl^- (negativos).

Si se tratara de sulfato crómico $(SO_4)_3, Cr_2$ iones $\left[\begin{smallmatrix}+++\\ Cr\end{smallmatrix}\right]$ (positivos) y iones $\left[\begin{smallmatrix}--\\ SO_4\end{smallmatrix}\right]$ (negativos).

En las sales crómicas, pues, el metal existe formando *iones positivos*.

Actuando como *metaloide*, funciona con seis valencias. Forma el $Cr\,O_3$ (anhidrido crómico), del que deriva el *ácido crómico* y sus sales: los *cromatos*.

$Cr\,O_3$	$Cr\,O_4H_2$	$Cr\,O_4K_2$ (1)
anhidrido crómico	ácido crómico	cromato de potasio

El Cr metaloide

En estas sales el cromo funciona como un *verdadero metaloide* y forma parte del ion complejo *cromato* ($Cr\overline{O}_4$) (negativo).

En el caso de este metal, encontramos muy evidente el hecho de que *no es absoluta la clasificación de los elementos en metales y metaloides*.

Tanto el anhidrido crómico como los cromatos, son *oxidantes* enérgicos.

Experiencia: Colóquese en una cápsula de porcelana un poco de anhidrido crómico y échese sobre éste, con *cuidado* y utilizando una cucharilla de mango largo, alcohol absoluto (2). Este se inflamará.

El anhidrido crómico se descompone de la manera siguiente:

$$\begin{matrix}Cr\,O_3\\ Cr\,O_3\end{matrix} \longrightarrow \underset{\text{Oxido crómico}}{Cr_2\,O_3} + \left[3O\right]$$

y el oxígeno en *estado naciente* (ver pág. 110) actúa enérgicamente sobre el alcohol, oxidándolo y desarrollando tanto calor, que el alcohol se inflama.

(1) Composición análoga al anhidrido sulfúrico, ácido sulfúrico y sulfatos.

(2) Que no está mezclado con agua. El alcohol del comercio tiene 96 partes de alcohol y 4 de agua.

Existe una sal crómica muy utilizada en los laboratorios y llamada *bicromato de potasio*, sal de color rojo muy hermoso. Puede considerarse formada por la reunión de dos moléculas de cromato de K en una, con pérdida de óxido de K.

2 moléculas cromato (amarillo)

$$\begin{matrix} Cr\,O_4K_2 \\ Cr\,O_4K_2 \end{matrix} \longrightarrow K_2O + \underbrace{Cr_2\,O_7\,K_2}_{\text{Bicromato de K (rojo)}}$$

Si se mezcla esta sal con ácido sulfúrico y se pone en contacto con sustancias reductoras, las oxida enérgicamente. Se le llama la *mezcla crómica.*

Mezcla crómica

Experiencia: Colóquese en un tubo de ensayo 10 cc. de una solución al 20 % de bicromato de potasio; añádase luego 2 cc. de ácido sulfúrico concentrado y mézclese bien. Agréguese 1 cc. de alcohol y agítese *con cuidado.* Si las soluciones empleadas estaban frías y no se inicia ninguna reacción, caliéntese *suavemente* el tubo, sujetándole con una pinza. Al poco tiempo empieza una reacción, que aumenta de intensidad hasta hacerse tumultuosa. Retírese de la llama. Se desprende un olor agradable a frutas (1) y el líquido de color rojo se transforma en verde. El bicromato ha cedido parte de su oxígeno al alcohol, transformándose en óxido de cromo y óxido de potasio, y ambos óxidos se combinan con el ácido sulfúrico, formando los correspondientes sulfatos. El sulfato de cromo, en solución, es verde. Vemos aquí que el mismo elemento, Cr, que funciona como *metaloide* en el bicromato, funciona ahora como metal en el sulfato.

$$K_2\,Cr_2\,O_7 \longrightarrow K_2O + Cr_2O_3 + \left[3O\right]$$

que son retenidos por el alcohol.

$$K_2O + H_2SO_4 = H_2O + K_2(SO_4)$$

$$Cr_2O_3 + 3H_2SO_4 = 3H_2O + \underbrace{Cr_2(SO_4)_3}_{\text{sulfato de Cr (verde)}}$$

(1) El alcohol oxidado produce una sustancia volátil llamada *aldehida*, de olor agradable.

MANGANESO

Símbolo: Mn. Peso atómico: 55. Punto de fusión: 1500°. Peso específico: 8. Bi, tri, tetra, hexa y heptavalente.

Existe en la Naturaleza principalmente en forma de *óxido*, llamado "*pirolusila*", y cuya composición es MnO_2 (ver pág. 94).

Las cenizas de los vegetales contienen siempre pequeñas cantidades de manganeso.

Propiedades. — Su aspecto es semejante a la *fundición*; posee brillo metálico que aumenta por el pulido.

Es quebradizo. Muy duro.

Descompone el agua cubriéndose de una capa de óxido.

Es atacado por los ácidos diluídos.

Arde en una atmósfera de cloro.

Se emplea para aliarlo al cobre en los *bronces* y al hierro para aumentar la dureza de los *aceros*.

Sus compuestos. — Forma numerosos compuestos, en los cuales funciona como metal o como metaloide.

Sales manganosas. — Metal bivalente. Son estables. Por lo general, de color rosa pálido.

Ejemplo: $MnCl_2$ (cloruro manganoso) $Mn(SO_4)$ (sulfato manganoso) MnS (sulfuro de Mn.)

Sales mangánicas. — (Metal trivalente). Menos estables.

Ejemplo: $MnCl_3$. (cloruro mangánico) — $Mn_2(SO_4)_3$. (sulfato mangánico)

Manganatos. — Compuestos en los cuales el manganeso funciona como *metaloide* hexavalente.

Ejemplo: $Mn\ O_4K_2$ manganato de K. Color verde (1).

Permanganatos. — En los que el manganeso funciona como un *metaloide* heptavalente.

$Mn\ O_4K$ es decir: Mn(O, O, O, O-K) (2)

permanganato de K
(color violeta)

El permanganato de potasio es una sal de color obscuro que, disuelta en agua, produce solución de un hermoso color violeta.

El permanganato de potasio es un *oxidante* poderoso. Actuando, mezclado con el ácido sulfúrico, sobre *sustancias reductoras*, se decolora porque el elemento manganeso pasa a transformarse de ion $(\overline{Mn}O_4)$ *violeta* a ion (Mn^{++}) *incoloro* (véase pág. 357) (Exp.) y pág. 145).

El **Bióxido de manganeso**, *polvo negro oxidante*, nos ha servido para preparar el cloro (véase pág. 94).

(1) Análogos en su estructura molecular a los sulfatos.

(2) Sus iones serían: $(\overline{Mn}O_4)$ y $(\overset{+}{K})$.

CAPÍTULO XXII

LA HIPÓTESIS MOLECULAR Y LAS SOLUCIONES

Todos los fenómenos químicos que hemos estudiado en este libro, se han efectuado entre *moléculas* de sustancias distintas. Cuando se producía alguna *reacción*, las moléculas puestas en contacto cambiaban entre sí sus átomos.

En el caso de la *descomposición* de una sustancia, las *moléculas* de ésta perdían algunos de sus átomos que se desprendían formando otras moléculas diferentes:

Ejemplo: $2Cl\,O_3K = 2ClK + 3O_2$

dos moléculas de *clorato de potasio* pierden átomos de oxígeno, los que forman tres *moléculas de oxígeno*, que se desprenden y quedan dos moléculas de *cloruro de potasio*.

Para expresar *cuantitativamente* un fenómeno químico, necesitamos, pues, determinar con exactitud el peso molecular y la composición de las sustancias que van a reaccionar.

Por ejemplo: Si queremos expresar la acción del ácido sulfúrico sobre el cloruro de sodio, diremos: el ácido sulfúrico transforma al cloruro de sodio en ácido clorhídrico, con lo cual expresamos que para obtener ácido

clorhídrico debemos mezclar el cloruro de sodio con el ácido sulfúrico.

Pero, para realizar esta operación química con exactitud, debemos poner en presencia las cantidades que representan *moléculas* de las dos sustancias, pues de esa manera la reacción será *completa* y estarán presentes todos los átomos que tengan que cambiarse entre sí.

Y representaremos la *ecuación* de este modo:

$$SO_4H_2 + ClNa = SO_4HNa + HCl$$

con lo cual indicamos que 98 partes en peso de SO_4H_2 actúan sobre 58,45 partes en peso de ClNa para producir 36,45 de HCl y 120 de SO_4HNa (1)

Procediendo así, no queda ni ácido sulfúrico ni cloruro de sodio sin reaccionar. Empleando otra relación que la expresada, sobra ácido o sobra cloruro (ver página 22).

Vemos, por esto, la necesidad de determinar con exactitud *el peso molecular* de las sustancias.

Hemos visto en página 111, que para ello debíamos transformar la sustancia en un gas, pesar éste y compararlo con el peso del mismo volumen de hidrógeno.

¿Cómo procederemos con las sustancias *que no pueden transformarse en gases*, porque se descomponen? (Ejemplo: carbonatos, sulfatos, nitratos, *sustancias orgánicas*).

Viene en nuestra ayuda un hecho de la mayor importancia:

Punto de congelación de las soluciones. — Hemos visto, en página 19, que cuando se disuelve una sustancia, baja el punto de congelación del solvente.

Blagden, en 1788, ya había demostrado que este descenso de la temperatura de congelación era *proporcional* a la cantidad de materia disuelta.

(1) Es la Ley de las proporciones definidas (Proust). (Ver página 74). La *relación necesaria* es 98/58,45.

Francisco María Raoult (1882), experimentando con *sustancias orgánicas*, encontró que el descenso del punto de congelación era *igual*, cuando se disolvía en la misma cantidad de líquido (1 litro) el peso *gramo-molecular* de las sustancias.

Ejemplo: Supongamos el *azúcar de caña* y el *alcohol*.

Fórmula del primero: C_{12} H_{22} O_{11} Peso molecular: 342.2
» » segundo: C_2 H_6 O » » 46

Si se disuelve 342,2 gr. de azúcar ó 46 gr. de alcohol en 1 k. de agua, el agua se congela a $-1°85$.

Y experimentando con otras muchas *sustancias orgánicas* se obtiene el mismo resultado.

Vemos, pues, en este hecho interesante, otro aspecto de las propiedades de *las moléculas*. La materia *azúcar de caña* en nada se asemeja al *alcohol*. Pero 342,2 gr. de azúcar, producen idéntico efecto en la congelación del agua, que 46 gr. de alcohol. Y es que en 342,2 gr. de azúcar existe *el mismo número de moléculas que en 46 gramos de alcohol* (ver pág. 112).

El descenso del punto de congelación se debe, pues, al *número de las moléculas* y no a su composición.

Para determinar, entonces, el peso molecular de una sustancia que no puede transformarse en vapor, habrá que disolverla en agua (1 kilo de agua); determinar el descenso de la temperatura de congelación de la solución y calcular qué cantidad sería necesaria para producir un descenso de $-1°85$ (1).

A esa cifra de $-1°85$ la llamaremos **el descenso molecular** *de la congelación del agua.*

Este método de determinación del peso molecular, se denomina **crioscopia.**

Punto de ebullición de las soluciones. — Sabemos ya (pág. 19) que cuando se disuelve una sustancia

(1) Con otros *solventes*, se obtiene otro descenso molecular. Ej.: la *bencina* tiene un descenso molecular de 4° 9.

en un líquido llamado solvente, la solución obtenida hierve a temperatura más alta que el solvente puro.

En este caso se produce también el fenómeno visto en el párrafo anterior, es decir: cantidades equimoleculares de sustancias orgánicas, elevan *igualmente* la temperatura de ebullición de los solventes.

El aumento molecular es:

para el agua:	0,52
» » éter:	2,16
» » alcohol:	1,15

Este método de determinación del peso molecular se denomina **ebulloscopia.**

Presión osmótica de las soluciones. — Hemos visto que un gas no tiene volumen propio. Llena por completo el recipiente en que se coloca.

Si se aumenta el volumen de este recipiente, el gas se difunde uniformemente y su presión disminuye.

Si se comprime, lo hace también uniformemente, y su presión aumenta.

La presión del gas es, entonces, función del volumen, y hemos visto en página 101 que esto es una Ley, descubierta por Boyle.

Con las soluciones ocurre algo semejante. Cuando se disuelve un sólido en un líquido, el sólido se distribuye uniformemente en toda la masa líquida, de la misma manera que el gas se difundía uniformemente en todo el recipiente donde se introducía. Suponemos que las moléculas del sólido se colocan entre las móléculas del líquido y forman lo que llamamos, en página 19, una *mezcla homogénea.*

Ahora bien: ¿ejercerán estas moléculas del sólido alguna presión? Se ha descubierto que ejercen presión y a ésta se la denomina **presión osmótica.**

Experiencia: Colóquese en el *dializador* (pág. 302) una solución de *cloruro de sodio* y en el vaso exterior *agua destilada.* Compruébese antes, que el agua destilada no tiene acción sobre la solución

de nitrato de plata y que el cloruro de sodio, en cambio, produce con el nitrato de plata un precipitado blanco:

ClNa	+	NO_3Ag	=	NO_3Na	+	ClAg
cloruro de Na		nitrato de Ag		nitrato de Na		cloruro de Ag (precip. blanco)

Espérese un momento, y pronto el agua destilada que habíamos colocado en el vaso exterior, producirá precipitado blanco con el nitrato de plata.

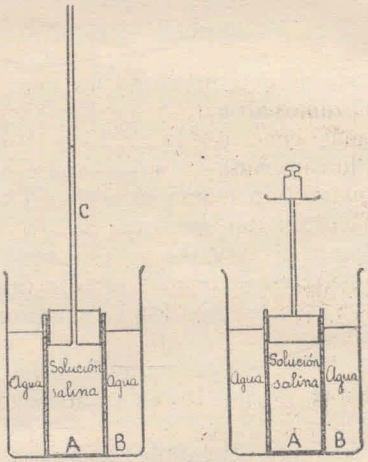


Fig. 61. Medida de la presión osmótica.

Esto demuestra que las moléculas del cloruro de sodio, contenidas en el dializador, han pasado a través de la membrana de pergamino.

Y esto nos indica que ejercen dentro del líquido *una presión*, que es la causa de que atraviesen la membrana y pasen al vaso exterior.

¿Cómo podrá *medirse* esta presión?

Se ha conseguido medirla por medio de membranas, denominadas *semipermeables*, que existen en muchos tejidos vegetales y animales y pueden también prepararse artificialmente.

Estas membranas se denominan *semipermeables* porque permiten pasar el agua, pero no a la sustancia disuelta.

El vaso B (fig. 61) contiene el agua. El vaso *poroso*, de paredes *semipermeables*, contiene una solución de azúcar y está cerrado por el tapón al que atraviesa el tubo C. Si las paredes del vaso A fueran permeables, pasaría azúcar del vaso A al agua B, hasta que la *concentración* del azúcar en A y en B fueran iguales. Pero, como las paredes del vaso A son *semi* permeables, sólo permiten el paso del agua, y entonces ésta penetra dentro del vaso A y sube por el tubo C, hasta cierta altura.

Si reemplazamos el vaso A por otro con una solución de azúcar más concentrada, el agua subirá a mayor altura, y si lo cambiamos por otro con solución más diluída, el agua subirá a una altura menor.

La altura que alcance el agua al penetrar en el tubo C, nos indica entonces la presión que ejercen las moléculas del azúcar disuelto.

Podemos reemplazar el tubo C por un *manómetro* y leeremos en éste, directamente, la presión *con que tiende a penetrar el agua dentro del vaso que contiene la solución*, es decir, la presión que ejercen las moléculas de la sustancia disuelta.

Si en lugar del manómetro, colocamos un émbolo donde está el tapón y suprimimos el tubo C, entonces, para evitar que penetre el agua de B a A, tendremos que ejercer una presión sobre el émbolo, que resultará igual al peso de la columna de agua, que subió libremente en la primera experiencia.

Por estos diversos procedimientos se consigue medir la presión osmótica de las sustancias disueltas. Ella es *proporcional* a la cantidad de sustancia disuelta, pero — dato interesante — *cantidades gramo — moleculares de distintas sustancias, disueltas en la misma cantidad de líquido* (1) *tienen la misma presión osmótica.*

(1) En este caso es indiferente el líquido empleado (agua, alcohol, éter, etc.)

Y fenómeno notable: se demuestra en este hecho la perfecta analogía con el estado gaseoso que expresamos en página 113.

En efecto: el peso gramo — molecular de cualquier sustancia *gaseosa*, ocupa 22 litros, 4 a 0° y 1 atmósfera de presión. Es decir: 2 gr. de hidrógeno, 32 gr. de oxígeno, 36,45 gr. de HCl, etc. llenarán por completo un recipiente de 22 litros, 4 a la presión atmosférica.

342,2 gr. de azúcar de caña (ver pág. 362) disueltos (a 0°) en 22 litros, 4 de cualquier solvente, *tienen la presión osmótica de una atmósfera.*

Y lo que es lógico, *a priori*, pero resultará sorprendente para el alumno, si 2 gr. del gas H ocupan 22 litros, 4 a 1 atmósfera de presión, habrá que comprimirlos a 22,4 atmósferas, para que ocupen 1 litro. Del mismo modo que 342,2 gr. de azúcar disueltos en 1 litro de solvente, *desarrollan una presión osmótica de 22,4 atmósferas* (1).

Por el método de la determinación de la presión osmótica, puede deducirse el peso molecular de una sustancia. El inconveniente de orden técnico, es que no se ha podido fabricar membranas semipermeables, bastante resistentes.

En resumen diremos que:

Soluciones **equimoleculares** tienen:	*Punto de congelación* *Punto de ebullición* *Presión osmótica*	**iguales**

Son propiedades que dependen del *número de las moléculas* y no de su clase.

(1) La presión osmótica de las soluciones desempeña un papel importantísimo en los fenómenos de *la vida*. Una célula viva es una celda constituída por sales diversas en solución y rodeada por una membrana semipermeable. Para *vivir*, normalmente, debe estar envuelta en humores cuya presión osmótica sea poco diferente de la suya, pues de lo contrario entraría dentro de la célula gran cantidad de agua (*si los humores tuvieran una presión menor*) o saldría de ella agua (*si los humores tuvieran una presión mayor*), produciendo graves trastornos. Véase la pág. 285 y se comprenderá lo que dijimos entonces respecto a la influencia del cloruro de sodio en el "equilibrio osmótico".

Pero esto que acabamos de resumir se refiere a las *sustancias orgánicas.*

Las sustancias inorgánicas, que hemos estudiado en este libro, presentan a este respecto grandes variaciones.

Los ácidos, bases y sales producen un descenso del punto de congelación *mucho mayor* que las sustancias orgánicas, y en la misma forma actúan sobre el punto de ebullición y sobre la presión osmótica.

Ejemplo: Si queremos determinar el *descenso crioscópico* que produce una *mole* (1) de cloruro de sodio, disuelta en 1 litro de agua, no resulta –1°85, sino una cifra *casi doble*, es decir, próxima a –3°7.

Si hacemos lo propio con el *cloruro de Ca*, resulta un valor casi *triple* de –1°85.

Empleando hidrato de sodio, obtendríamos un valor casi doble.

Con el sulfato de sodio, casi triple.

¿Cómo podemos explicarnos esta irregularidad? Si las propiedades que estamos analizando dependen del *número* de moléculas, no se comprende cómo este factor se muestra constante en sus efectos con las sustancias orgánicas y dobla y triplica sus efectos en las sustancias minerales.

Examinemos los ejemplos que hemos elegido:

1) cloruro de sodio	: ClNa	Descenso crioscópico		doble
2) hidrato de sodio	: Na(OH)	»	»	doble
3) cloruro de calcio	: Cl_2Ca	»	»	triple
4) sulfato de sodio	: $(SO_4)Na_2$	»	»	triple

Estas sustancias, al disolverse, funcionan *como si hubieran duplicado o triplicado el número de sus moléculas.* Y este hecho nos prueba la hipótesis de los *iones*, que

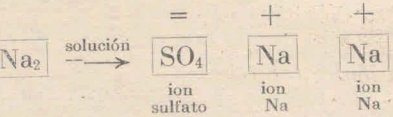
(1) Peso gramo — molecular (Cl Na = 35.45 + 23 = 58.45 gr.)

expusimos en pág. 164. Nos muestra que, *en solución*, el cloruro de sodio funciona por sus dos iones.



y que cada uno de éstos tienen sobre el punto de congelación, ebullición y la presión osmótica, la misma *influencia que una molécula.*

Por el mismo razonamiento, nos explicamos que *una* molécula de sulfato de sodio, funciona como si fueran *tres.*



Pero dijimos que esas sustancias producen un descenso crioscópico *casi doble* o *casi triple.* Lo que nos lleva a convencernos que no son *todas* las moléculas de cloruro de sodio o sulfato de sodio, las que se transforman en iones, sino *casi todas.*

Y, efectivamente, se ha podido determinar, por la *conductibilidad eléctrica* de las soluciones, que cada sustancia, al disolverse en agua, se *ioniza* en una relación definida (1).

La hipótesis de los *iones* tiene, pues, en las tres propiedades de las soluciones, que acabamos de estudiar, una brillante confirmación.

Y las reacciones químicas que se producen entre las sustancias disueltas, *son reacciones de iones.*

Ya el alumno no podrá decir, p. ej., "que el ácido clorhídrico se reconoce porque forma un precipitado blanco con el nitrato de plata" (pág. 91), sino que el

(1) Una molécula — gramo de ClH (36.45 gr.), disuelta en 10 litros de agua, contiene el 95 % de moléculas disociadas. Una molécula — gramo de ácido acético, en la misma cantidad de agua, contiene 2 % de moléculas disociadas. La misma diferencia se nota entre el K(OH) y el $(NH_4).OH$.

ion cloro, uniéndose al *ion plata*, forma moléculas de *cloruro de plata*, insolubles en agua. Por eso se forma el precipitado blanco de cloruro de plata, tanto con ácido clorhídrico como con cualquier *cloruro soluble*.

Ejemplo:

$$Cl\,H + NO_3Ag = NO_3H + \underset{\text{precipitado}}{Cl\,Ag}$$

$$Cl\,Na + NO_3Ag = NO_3Na + \underset{\text{precipitado}}{Cl\,Ag}$$

$$Cl_2Ca + 2NO_3Ag = (NO_3)_2Ca + \underset{\text{precipitado}}{2Cl\,Ag}$$

y en forma *iónica* representaríamos estas ecuaciones así:

$$Cl^- H^+ + (NO_3)^- Ag^+ = Cl^- Ag^+ + (NO_3)^- H^+$$

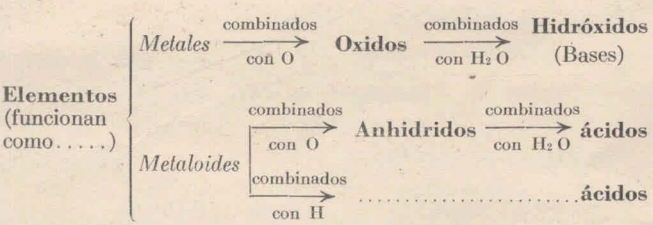
en el primer miembro aparecen *iones* de $(Cl)^-$, $(H)^+$ $(NO_3)^-$ y $(Ag)^+$ y en el segundo miembro obtenemos *moléculas* de cloruro de Ag (que, por ser insoluble, no se ioniza) y iones $(NO_3)^-$ e $(H)^+$.

El *ion* $(Cl)^-$, al unirse al *ion* $(Ag)^+$, neutralizan mutuamente las cargas eléctricas que *suponemos* que contienen y se combinan, precipitando.

Con razón ha dicho Maxwell: "Las cosas que vemos, están hechas con cosas que no se ven".

APÉNDICE

CUADRO RESUMEN DE LA NOMENCLATURA QUÍMICA



Acidos combinados con **bases** producen **sales.**

1.) **Acidos sin oxígeno** (hidrácidos)

		Sus sales:		
Fluorhídrico	FH	Fluor*uros*	Ej.:	FNa
Clorhídrico	ClH	Clor*uros*	»	ClNa
Bromhídrico	BrH	Brom*uros*	»	BrK
Iodhídrico	IH	Iod*uros*	»	I_2Ca
Sulfhídrico	SH_2	Sulf*uros*	»	SFe

2.) **Acidos con oxígeno** (oxácidos)

a) *Derivados del S:*

		Sus sales:		
Sulfur*oso*	$(SO_3)\ H_2$	Sulf*itos*	Ej.:	$(SO_3)\ Na_2$
Sulfúr*ico*	$(SO_4)\ H_2$	Sulf*atos*	»	(SO_4) Cu

b) *Derivados del N:*

		Sus sales:		
Nitr*oso*	(NO_2) H	Nitr*itos*	Ej.:	(NO_2) Na
Nítr*ico*	(NO_3) H	Nitr*atos*	»	(NO_3) K

c) Derivados del P:

		Sus sales:	
Fosforoso	$(PO_3)\ H_3$	Fosfitos	$(PO_3)\ H\ Na_2$ (1)
Fosfórico	$(PO_4)\ H_3$	Fosfatos	$(PO_4)\ Na_3$
Pirofosfórico	$(P_2O_7H_4)$	Pirofosfatos	$(P_2O_7)Na_4$
Metafosfórico	$(PO_3)\ H$	Metafosfatos	$(PO_3)Na$

d) Derivados del C:

		Sus sales:	
Carbónico	$\left[(CO_3\ H_2)\right]^{(2)}$	Carbonatos Ej.:	$(CO_3)\ Ca$

e) Derivados del Si:

		Sus sales:	
Meta silícico	$\left[SiO_3\ H_2\right]$	Meta silicatos Ej.:	$Si\ O_3Na_2$
Orto silícico	SiO_4H_4	Orto silicatos Ej.:	SiO_4Na_4

Nomenclatura de las **bases.**

Se denominan *hidróxidos* o hidratos (3)

hidróxido de potasio	K (OH)
» » hierro	Fe $(OH)_2$
» » aluminio	Al $(OH)_3$, etc.

Distintas clases de **sales.**

Neutras	Cloruro	de sodio	Cl Na
	Sulfato	» potasio	$(SO_4)\ K_2$
	Fosfato	» calcio	$(PO_4)_2\ Ca_3$
	Carbonato	» sodio	$(CO_3)\ Na_2$ (4)
Acidas	Sulfato ácido	de sodio	$(SO_4\ H)\ Na$
	» »	» calcio	$(SO_4\ H)_2\ Ca$
	Fosfato »	» calcio	$(PO_4\ H)\ Ca$
	Carbonato »	» sodio	$(CO_3\ H)\ Na$ (5)

(1) Aunque este ácido contiene 3 átomos de H en su molécula, sólo reemplaza 2 por metales. El tercer átomo de H no *funciona* como hidrógeno ácido.

(2) Sólo existe en solución como el sulfuroso.

(3) Hidrato es el nombre más común, pero es incorrecto. "Hidrato" expresa mejor las sustancias cristalizadas con una proporción definida de moléculas de agua.

(4) Se dice "neutra" por su composición (no contiene H ácido). Pero disuelta en agua funciona como una "base", pues se "hidroliza" parcialmente:

$$\underset{\text{H. OH}}{CO_3\ Na_2} + \underset{\text{H. OH}}{} \rightleftarrows CO_3\ H_2 + 2\ NaOH$$

produciendo una mezcla "en equilibrio" de moléculas de ácido carbónico y moléculas de hidróxido de sodio y predomina la acción básica de estas sobre la ácida muy débil del ácido carbónico. Por eso si se disuelve el carbonato de sodio en agua y se prueba su reacción con el tornasol, se notará que *azulea el tornasol* del mismo modo que una "base".

(5) Figura entre las sales ácidas porque contiene H ácido, pero reacciona como "base débil" (si se disuelve en agua) por las razones expuestas en (4).

Básicas { Nitrato básico de mercurio (NO_3)-Hg-(OH)
Básicas { Carbonato » » cobre $(CO_3)\ Cu_2\ (OH)_2$

Los grados de oxidación

Oxido ferr*oso* $Fe\ O$ $\left[Fe\right\langle\ \right]$

Oxido f*érrico* $Fe_2\ O_3$ $\left[Fe\left\langle\ \right\rangle Fe\right]$

Oxido *salino* $Fe_3\ O_4$ $\left[\begin{matrix}Fe\langle\\Fe\ <\end{matrix}\right]$ (ferroso-férrico)

Oxido de Manganeso MnO
sesqui óxido de » Mn_2O_3 (1)
bi-óxido » » MnO_2
óxido salino » » $Mn_3O_4\ [MnO_2 + 2MnO]$
(ver plomo)

Acido hipo cloroso	$Cl\ O\ H$	hipo clorito de K	$Cl\ O\ K$
» cloroso	$Cl\ O_2\ H$	clorito de K	$Cl\ O_2\ K$
» clórico	$Cl\ O_3\ H$	clorato de K	$Cl\ O_3\ K$
» perclórico	$Cl\ O_4\ H$	perclorato de K	$Cl\ O_4\ K$

LEYES DE BERTHOLLET

Ejercicio 1º.

¿Qué reacción producirá el **ácido sulfúrico** sobre las siguientes **sales?** 1.) *Cloruro de sodio.* 2.) *Nitrato de potasio.* 3.) *Fluoruro de calcio.* 4.) *Carbonato de sodio.* 5.) *Sulfuro de hierro.* 6.) *Clorato de potasio.*

Acidos sobre sales

Respuesta: Las sales citadas, son el resultado de la combinación de un ácido con una base.

(1) "Sesqui" significa uno y medio. Con ello, indicaban los antiguos que para cada peso de combinación de manganeso, contenía el compuesto una vez y media el peso de combinación del O.

Si el ácido sulfúrico es más fuerte (más *fijo* o menos volátil) que el ácido contenido en la sal, lo *desalojará*, combinándose él con el metal de la sal (ver pág. 160); luego:

Con la sal 1) se producirá *sulfato de sodio* y ácido clorhídrico (ClH).

Con la sal 2) se producirá *sulfato de potasio* y ácido nítrico (NO_3 H).

Con la sal 3) se producirá *sulfato de calcio* y ácido fluorhídrico (FH).

Con la sal 4) se producirá *sulfato de sodio* y ácido carbónico (CO_3 H_2).
pero como este ácido es inestable, se descompone enseguida, produciendo H_2 O y CO_2 (anhidrido carbónico) que se desprende con gran rapidez.

Con la sal 5) se producirá *sulfato de hierro* y ácido sulfhídrico (SH_2).

Con la sal 6) se producirá sulfato de potasio y *ácido clórico*, pero éste se descompone **con explosión** .(ver pág. 73, Nota).

Podemos resumir esta acción del ácido sulfúrico, así:

$$SO_4\,H_2 + \boxed{\text{sal}} = \underbrace{SO_4\ (\text{metal})}_{\text{sulfato}} + \boxed{\text{ácido de la sal}}$$

Ejercicio 2.º.

¿Cómo actuará la **potasa cáustica** sobre
a) sulfato de cobre,
b) cloruro de amonio?

Bases sobre sales

Respuesta: Si la potasa cáustica (K OH) es más *fija* que las bases contenidas en las sales, las *desalojará*, combinándose ella con el resto ácido de las sales. Luego:
Con la sal (*a*) se producirá *sulfato de potasio* e hidróxido de cobre.
Con la sal (*b*) se producirá *cloruro de potasio* e hidróxido de amonio.
Pero como esta base sólo existe en solución, se descompondrá por el calor, en amoníaco que se desprende y agua.

En esquema, **resumiremos la acción de la potasa,** así:

K. OH + $\boxed{\text{sal}}$ = sal de K + base de la sal (ver pág. 266)

Ejercicio 3.º

¿Cómo actuará una solución de **nitrato de plata sobre** otra de **cloruro de sodio?**

Sales sobre sales

Respuesta: La solución de nitrato de plata contiene *iones* $(NO_3)^-$; $(Ag)^+$.

La solución de cloruro de sodio contiene *iones* $(Na)^+$; $(Cl)^-$.

El ion $(Cl)^-$ uniéndose al ion $(Ag)^+$ forman moléculas de cloruro de plata. Esta sustancia es insoluble y por lo tanto *precipita*. Luego: se obtendrá un precipitado blanco de cloruro de plata y quedará en solución el nitrato de sodio.

PROBLEMAS

1.) Se desea obtener 50 gramos de mercurio, extrayéndolo del sulfuro de mercurio.

Respuesta: $\underset{\underset{232}{32\ 200}}{S\,Hg} + \underset{56}{Fe} = \underset{88}{S\,Fe} + \underset{200}{Hg.}$

Esta ecuación nos indica que 232 *partes en peso* de S Hg producen, cuando se descomponen por medio de 56 partes de Fe, 200 partes en peso de mercurio.

Luego, razonaremos así:

Para obtener 200 grs. de Hg se necesitan 232 grs. de S Hg.
» » 1 » » Hg » » $\frac{232}{200}$
y » » 50 » » Hg » » $\frac{232 \times 50}{200} = 58$ grs.

Es decir, que en 58 grs. de sulfuro de mercurio encontraremos los 50 grs. de mercurio que deseamos obtener. ¿Cuánto hierro debemos emplear, para este objeto?

Si 232 partes de S Hg exigen 56 partes de Fe
58 » » S Hg » x » » »
$232 : 56 :: 58 : x$ de donde $x = \frac{56 \times 58}{232}$

2.) Se necesita *neutralizar* 50 grs. de ácido sulfúrico. ¿Qué cantidad de hidróxido de sodio deberá emplearse?

$$\underset{\underset{98}{32+64+2}}{SO_4H_2} + \underset{\underset{80}{2(23+16+1)}}{2\,Na\,(OH)} = 2\,H_2O + SO_4Na_2$$

Razonamiento:

La ecuación anterior indica que 98 partes en peso de ácido sulfúrico son neutralizadas por 80 partes en peso de hidróxido de sodio. Luego 50 partes de ácido sulfúrico exigirán x de hidróxido.

$$98 : 80 :: 50 : x$$

$$x = \frac{80 \times 50}{98}$$

3.) Obténgase 25 grs. de sulfuro de cobre por medio del cloruro de cobre.

Respuesta:

$$\underbrace{Cl_2\,Cu}_{\underbrace{(35{,}45\times 2)+63}_{133{,}90}} + S\,H_2 = \underbrace{S\,Cu}_{\underbrace{32+63}_{95}} + 2\,Cl\,H$$

Razonamiento:

La ecuación anterior indica que con 133,90 de cloruro de cobre (cloruro cúprico) se obtienen 95 de sulfuro de cobre.

Luego:

Si 95 de sulfuro de cobre se obtienen con 133,90 de cloruro de cobre
25 » » » » » x » »

$$x = \frac{25 \times 133{,}90}{95} = 3{,}52$$

Entonces disolveremos 3 grs. 52 de cloruro cúprico en agua y burbujearemos hidrógeno sulfurado en esa solución, hasta *precipitar* todo el cobre (ver pág. 170).

4.) ¿Cuánto amoníaco podrá obtenerse de 50 grs. de cloruro de amonio?

Respuesta:

$$\underbrace{Cl\,N\,H_4}_{\underbrace{35{,}45+14+4}_{53{,}45}} + \underbrace{Na.\,OH}_{\underbrace{23+16+1}_{40}} = Cl\,Na + \left[NH_4 . OH \right] \begin{cases} \nearrow \dfrac{N\,H_3}{17} \\ \searrow \dfrac{H_2\,O}{18} \end{cases}$$

Razonamiento:

La ecuación anterior nos indica que 40 partes de hidróxido de sodio, actuando sobre 53,45 partes de cloruro de amonio producen 17 de amoníaco.

Luego:

$$53{,}45 : 17 :: 50 : x.$$

$$x = \frac{17 \times 50}{53{,}45}$$

5.) ¿Dónde existirá mayor número de moléculas: en 63 grs. de ácido nítrico o en 44 grs. de anhidrido carbónico o en 98 grs. de ácido sulfúrico?

Razonamiento:

Las sustancias motivo de este problema, responden a las siguientes fórmulas:

Acido nítrico:	NO_3H	Peso molecular		63	$\left[\begin{matrix}N & O_3 & H\\ 14 & 48 & 1\end{matrix}\right]$
Anhidrido carbónico:	CO_2	id.	id.	44	$\left[\begin{matrix}C & O_2\\ 12 & 32\end{matrix}\right]$
Acido sulfúrico:	SO_4H_2	id.	id.	98	$\left[\begin{matrix}S & O_4 & H_2\\ 32 & 64 & 2\end{matrix}\right]$

y puesto que 63, 44 y 98 *partes en peso* representan *una molécula* de ácido nítrico, anhidrido carbónico y ácido sulfúrico, respectivamente, esas mismas cantidades, *en gramos*, representarán **un número igual de moléculas** (ver pág. 113).

6.) 30 grs. de una *sustancia orgánica*, disueltos en 1 litro de agua destilada producen un descenso crioscópico (ver pág. 362) de 0°,925. ¿Cuál será el peso molecular de esta sustancia?

Razonamiento:

Sabemos que el *descenso molecular* del agua es 1°,85 (pág. 362). Luego diremos:

Si 30 grs. producen un descenso de 0°,925
x » » 1,85

$$30 : 0{,}925 :: X : (1.85)$$

$$x = \frac{30 \times 1.85}{0.925} = 60$$

El peso molecular de la sustancia, debe ser 60.

7.) Se necesitan 100 litros (a 0° y 760 mm.) de anhidrido carbónico. ¿Cuánto carbonato de calcio será necesario emplear?

Razonamiento:

$$\underbrace{CO_3Ca}_{\underbrace{12+48+40}_{100}} + 2\,ClH = Cl_2Ca + \left[CO_3H_2\right] \begin{cases} \nearrow H_2O \\ \searrow \underbrace{CO_2}_{44} \end{cases}$$

La ecuación anterior nos indica que 100 partes en peso de carbonato de calcio producen 44 partes en peso de anhidrido carbónico. Luego 100 gramos de carbonato producirán 44 gramos de anhidrido carbónico y como sabemos que 44 es el peso molecular de este anhidrido, 44 gramos es el peso *gramo molecular* del mismo. El volumen que ocupa el peso gramo molecular de cualquier sustancia gaseosa, es 22 *l,4* (ver pág. 113), luego 100 grs. de carbonato producirán 22,4 litros de anhidrido carbónico.

Entonces:

$$100 : 22{,}4 \text{ lts.} :: x : 100 \text{ lts.}$$

$$x = \frac{100 \times 100}{22{,}4} = 446{,}42 \text{ grs.}$$

8.) Prepárense 1000 litros de hidrógeno, empleando Zn y SO_4H_2.

Razonamiento:

$$\underset{65}{Zn} + \underset{98}{SO_4H_2} = SO_4Zn + \underset{2\ (22{,}4\ \text{litros})}{H_2}$$

La ecuación anterior expresa que 65 grs. de Zn actuando sobre 98 de SO_4H_2, producen 2 grs. de hidrógeno, que, como sabemos (ver pág. 113), ocupan 22,4 litros. Luego, para obtener 1000 litros:

1.) Zn. $\quad 65 : 22{,}4 \text{ lts.} :: x : 1000 \text{ lts.}$

$$x = \frac{65 \times 1000}{22.4}$$

De Zn se necesitan 2901 grs. 78.

2.) SO_4H_2 $\quad 98 : 22{,}4 \text{ lts.} :: x : 1000$

$$x = \frac{98 \times 1000}{22.4}$$

De SO_4H_2 se necesitan 4330 gramos.

9.) Prepárese 1 litro de soluciones acuosas *equivalentes*, de ácido clorhídrico, ácido nítrico y ácido sulfúrico.

Razonamiento:

Las sustancias, motivo de este problema, son *ácidos* que responden a las fórmulas siguientes:

$$\frac{Cl\,H}{36{,}45} \qquad \frac{NO_3\,H}{63} \qquad \frac{SO_4\,H_2}{98}$$

Para ser *equivalentes, deben contener la misma cantidad de hidrógeno* por el cual se combinarán con una cantidad determinada de *base:*

$$Cl\,H + Na\,OH = Cl\,Na + H_2\,O$$

El peso gramo molecular del Cl H contiene 1 gr. de H
» » » » » NO_3H » 1 » » H
» » » » » SO_4H_2 » 2 » » H

Debemos emplear entonces:

36,45 grs. de Cl H
63 » » NO_3 H
y 49 » » SO_4 H_2

porque como en cada molécula de SO_4 H_2 existe doble número de átomos de H que en la molécula de Cl H y en la de NO_3 H, se emplea la mitad del peso gramo molecular del SO_4 H_2. Procediendo así, obtendremos soluciones que contendrán el *mismo número de átomos de H* y por lo tanto neutralizarán la misma cantidad de base. Serán *equivalentes.*

10.) Se necesitan 200 grs. de carbonato de sodio *anhidro* y sólo se posee en el laboratorio, carbonato *cristalizado.* ¿Cuánto deberá emplearse de este último?

Razonamiento:

El carbonato de sodio, cristalizado, contiene 10 moléculas de agua de cristalización (pág. 287). Entonces:

$$\frac{CO_3\,Na_2}{\underbrace{12+(16\times3)+(23\times2)}_{106}} + \frac{10\,H_2\,O}{\underbrace{10\times18}_{180}}$$

Esto nos indica que en 286 partes de carbonato de sodio cristalizado, existen 106 del anhidro. Entonces:

$$286 : 106 :: x : 200$$

$$x = \frac{286 \times 200}{106} = 539{,}62 \text{ grs.}$$

BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS

BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS

ÍNDICE

Página

CAPÍTULO I. — *Las transformaciones físicas de las sustancias.* — Materia. Gases. Cambios de estado. Importancia de los cambios de estado. Reversibilidad. Soluciones. Cristalización. Influencia de la temperatura sobre las soluciones 9–19

CAPÍTULO II. — *Las transformaciones químicas de las sustancias.* — Combinación. Descomposición. Descomposición indirecta. Elementos 20–28

CAPÍTULO III. — *Oxígeno.* — Propiedades. Combustión. Respiración. Flogisto. El oxígeno del agua. Los elementos no se alteran al entrar en combinación. Alquimia 29–40

CAPÍTULO IV. — *Hidrógeno.* — Obtención. El H de los ácidos. Propiedades. Síntesis del agua. Poder reductor del H. Reversibilidad de los fenómenos químicos. Calor desarrollado en la combustión del H. 41–52

CAPÍTULO V. — *Agua.* — Agua pura. Propiedades del agua destilada. El agua unidad de medida. Las cantidades de calor. El vapor de agua. Calor de vaporización. La fuerza del vapor de agua..... 53–63

CAPÍTULO VI. — *Las sales.* — Formación de las sales. Acción de los metales sobre los ácidos. Neutralización. Equivalentes. Estabilidad de las sales. Acción de la corriente eléctrica. Descomposición de las sales por medios químicos 64–73

CAPÍTULO VII. — *Los pesos de combinación.* — Ley de Proust. Pesos equivalentes. Ley de Dalton. Teoría atómica. Los fenómenos estudiados y la teoría atómica 74–84

CAPÍTULO VIII. — *Acido clorhídrico.* — Preparación. Propiedades. Su carácter "ácido". Acción de los metales. Acción de la corriente eléctrica. Importancia del ácido clorhídrico. Reconocimiento del ácido clorhídrico.

Cloro. — Preparación. Catálisis. Otros medios de acelerar las reacciones. Propiedades del cloro. Su combinación con el H. Ley de las combinaciones gaseosas. El cloro y los metaloides. Otras propiedades del cloro 85–100

CAPÍTULO IX. — *La hipótesis molecular.* — Importancia de la hipótesis de Avogadro. El peso molecular. Peso gramo-molecular. Volumen gramo-molecular. Determinación del peso atómico. Las fórmulas químicas 101–119

CAPÍTULO X. — *Los halógenos.* — Fluor. Bromo. Iodo..... 120–124

CAPÍTULO XI. — *La valencia de los átomos.* — La valencia de un elemento puede variar. El peso atómico y el peso equivalente. Calor específico 125–134

Página

Capítulo XII. — *Azufre.* — Estado natural. Obtención. Propiedades. Las condiciones de existencia. Combinaciones del S con otros elementos. Acción sobre los oxidantes. Aplicaciones.

Compuestos oxigenados del S. — Anhidrido sulfuroso. Propiedades. Acido sulfuroso. Formación de los ácidos y los hidróxidos. La inestabilidad del ácido sulfuroso. Anhidrido sulfúrico.

Acido sulfúrico. — Propiedades. Acción del agua. Acción de los reductores. El ácido sulfúrico "tipo" de ácido. Las sales del ácido sulfúrico. Su estructura. Los "iones".

Hidrógeno sulfurado. — Preparación. Propiedades 135–17

Capítulo XIII. — *Nitrógeno. Acido nítrico.* — Estado natural. Preparación. Propiedades. Oxidaciones con el ácido nítrico. Interpretación de estas experiencias. Agua regia. Reconocimiento del ácido nítrico. Importancia del ácido nítrico.

Compuestos oxigenados del N. — Sub-óxido de N. Oxido de N. Anhidrido nitroso. Anhidrido nitroso-nítrico. Anhidrido nítrico. Nitratos.

Amoníaco. — Propiedades. Sus propiedades básicas. Acción de las bases fuertes, sobre las sales de amonio. Leyes de Berthollet. Oxidabilidad del amoníaco. Reconocimiento del amoníaco. Rol del ázoe en la Naturaleza.

Fósforo. — Estado natural. Preparación. Propiedades. Fosforescencia. Fósforo rojo. Molécula del P. Estados alotrópicos. Usos. Acido fosfórico. Superfosfatos.

Arsénico. — Boro 173–217

Capítulo XIV. — *Carbono.* — Diamante. Grafito. Carbono amorfo. Carbón de madera. Negro de humo. Negro animal. Carbones fósiles. Turba. Lignita. Hulla. Antracita. Carbón de retortas. Carbono puro. Propiedades. Acción sobre el agua. Combinación con metales.

Anhidrido carbónico. — Preparación. Anhidrido carbónico líquido. Carbonatos. Bicarbonatos. El carbono y el anhidrido carbónico en la naturaleza. Importancia del anhidrido carbónico.

Oxido de carbono. — Sulfuro de carbono.

Silicio. — Estado natural. Carburo de silicio. Fluoruro de silicio. Anhidrido silícico. Silicatos. Cerámica. Vidrio 218–255

Capítulo XV. — *Metales.* — Aleaciones. Amalgamas. Clasificación de los metales. Propiedades químicas de los metales. Estabilidad de los hidróxidos. Metalurgia. Llamas coloreadas de los metales. Llama. Análisis espectral 256–278

Capítulo XVI. — *Metales alcalinos. — Sodio.* — Preparación. Propiedades. Molécula del sodio. Hidróxido de sodio. Preparación. Propiedades. Cloruro de sodio. Aplicaciones. Mezclas frigoríficas. Nitrato de sodio. Sulfato de sodio. Carbonato de sodio. Bicarbonato de sodio. Hipoclorito de sodio.

Potasio. — Hidróxido de potasio. Nitrato de potasio. Carbonato de potasio. Clorato de potasio 279–294

Capítulo XVII. — *Metales térreos. — Aluminio.* — Metalurgia. Propiedades. Aluminotermia. Cloruro de aluminio. Oxido de aluminio. Hidróxido de aluminio. Estado coloidal. Sulfato de aluminio. Alumbres 295–305

Capítulo XVIII. — *Metales alcalino-térreos. — Calcio.* — Obtención. Propiedades. Oxido de calcio. Propiedades. Aplicaciones de la cal. Cal hidráulica. Objeto de la cal en las paredes. Sulfato de calcio. Cloruro de calcio.

Magnesio. — Propiedades. Oxido de magnesio. Hidróxido de magnesio. Sulfato de magnesio. Silicatos de magnesio 306–316

Página

CAPÍTULO XIX. — *Metales comunes.* — *Hierro.* — Fundición. Decarburación de la fundición. Propiedades. Acero. Oxido ferroso. Oxido férrico. Cloruro férrico. Iones ferrosos y férricos.

Cobre. — Estado natural. Metalurgia. Propiedades. Oxido cuproso. Oxido cúprico. Hidrato de cobre. Reconocimiento del cobre. Sulfato de cobre. Carbonatos de cobre. Sales básicas.

Plomo. — Metalurgia. Propiedades. Oxidos. Carbonato de plomo.

Zinc. — Propiedades. Aplicaciones. Oxido de zinc.

Mercurio. — Propiedades. Aplicaciones. Cloruros de mercurio.... 317–343

CAPÍTULO XX. — *Metales nobles.* — *Plata.* — Propiedades. Aplicaciones.

Oro. — Estado natural. Extracción. Propiedades. Compuestos del oro. Aleaciones.

Platino. — Propiedades 344–352

CAPÍTULO XXI. — *Metales metaloides.* — *Estaño.* — Aplicaciones.

Cromo. — Compuestos del cromo.

Manganeso. — Compuestos del manganeso 353–359

CAPÍTULO XXII. — *La hipótesis molecular y las soluciones.* — Crioscopia. Ebulloscopia. Presión osmótica. Los iones 360–370

APÉNDICE. — Nomenclatura química. eyes de Berthollet. Problemas.... 371–380

BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS

BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS

INDICE

A

	Pág.
Abonos 133-193	213
Absorción	222
Aceite de vitriolo	153
Acero 231-321	358
Acetileno	52
Acidos 31-45-66	145
» fuerza de 157	169
» preparación de los	160
» carbónico	228
» clorhídrico 64	85
» fluorhídrico	122
» fosfóricos	211
» nítrico 64	175
» nitroso	187
» silícicos	250
» sulfhídrico	167
» sulfuroso	143
» sulfúrico 64-85	152
Afinidad	83
Agata	249
Agua 42-53	67
» de cal 234	309
» de cloro	100
» » cristalización 154	287
» » selt	235
» dura	311
» fuerte	180
» mineral 232	237
» regia 183	349
Aire vital	35
Albayalde	337
Albúminas	183
Alcali volátil	197
Aleaciones	259
Algodón	184
Almidón	242
Alquimia 38	205
Alquitrán	225
Altos hornos 270	317
Alumbre	304
Aluminio 270	295
» cloruro de	299
» hidrato de	300
» óxido de	300
» sulfato de	304

	Pág.
Aluminato de sodio	301
Aluminotermia 270	297
Amalgamas 260-342	346
Amatista 249	300
Amianto 252	316
» platinado	151
Amoníaco 174	192
Análisis	49
» espectral	277
Anfótera	301
Anhidrido carbónico 228-232	276
» fosfórico	210
» silícico	249
» sulfuroso	141
» sulfúrico	151
Anhidro 237	312
Antracita	226
Arbol de Diana	317
Arcilla	252
Arco voltaico	226
Arenas 247	249
Argentan	328
Arsénico	214
Armónica química	48
Asbesto	316
Atomo	80
Atomicidad 138-208	281
Avogadro 107-119-133	159
Azabache	225
Azoe	33
» en la Naturaleza	201
Azufre 20	135
Azurita	332

B

Balón	17
Bario	306
Barro cocido	253
Bases 70-175	265
» fuertes	267
Bencina	225
Berzellius	104
Bicarbonatos 236	242
Bicromato de potasio	357
Bióxido de Manganeso 93-94	359
Bióxido de plomo	95

	Pág.
Bismuto	268
Blenda	135
Boratos	216
Bórax	217
Boro	216
Boyle..... 27-40-81-101-104-113	363
Brillo	256
Bromo	122
Bronces..... 328-354	358
Bujías	217

C

Calcáreos	252
Calcinación 141	338
Calcio	306
» cloruro de	312
» óxido de	308
» sulfato de	311
Cal hidráulica	309
Calor atómico	133
» específico	133
» de combustión.... 226-227	228
Calomel	90
Caloría	58
Cal viva	308
Cámaras de plomo 153	336
Cambios de estado	11
Cápsula	16
Carbonado	219
Carbonatación	310
Carbonatos 228-233	235
» de sodio	73
Carbón de madera	220
» » retortas	226
Carbones fósiles	225
Carbonización	220
Carbono	218
» ciclo del	242
Carborundun	249
Carburos	231
Carburo de calcio	308
» » hierro	319
» » silicio	249
Cardenillo	334
Carnalita 291	313
Catálisis 93-242	351
Caucho 140	246
Cáustico	154
Celulosa 155	242
Cemento	310
Cerámica	253
Cerillas	209
Cero absoluto	103
Cianamida cálcica	174
Cinabrio	341
Clorato de potasio..... 29-73-93	95
Cloro 90	92
» preparación del	94
» propiedades	96
Cloruros 66-89	90
Cloruro de plata	91
» » fósforo	210
Cloroformo	123
Clorófila	242
Cobre	326
» carbonato de	332
» hidrato de	331
» sulfato de	332
Coque..... 226-229	273
Cohesión	112
Coloidal	302
Combinación..... 20-82	109
Comburente	33
Combustible	33
Combustión 30-32	273
» calor de	52
Componentes	23
Compuestos	23
» oxigenados del N...	185
Concentración	94
Condiciones de existencia	137
Congelación	19
Conservación de la materia	37
Constantes físicas	13
Corindon	300
Corteza 270	355
Crioscopia	362
Crisol	16
Criolita 122	295
Cristales	64
Cristalizador	16
Cristalización	18
Cristal de roca	249
Cristaloides	303
Cromatos	356
Crómica mezcla	357
Cromo 270	355
Cuarzo	249
Cuerpos	9
Cupri-amonio	331
Cúprico óxido	330
Cuproso óxido	329

D

Dalton 78-80	81
Decarburación	320
Decolorante..... 100-143-224	290
Decrepitación	285
Delicuescente..... 284-286-312	349
Desalojo 26-41-67-73-158-160-168 176 y	326
Descenso crioscópico	367
Descenso molecular	362
Descomposición 25	360
» indirecta..... 25	42
Deshidratante 154-210	312
Desinfectante	100
Destilación 15	54
Diálisis	302
Diamante 218-219	227
Difusibilidad 10	47
Difusible	10
Dimorfismo	136
Disociación	173

Pág.

Disolución 94
Divisibilidad 82
Doble descomposición 88
Ductilidad 258
Dureza 257

E

Ebullición 13
» temperatura de.. 19 56
Ebulloscopia 363
Ecuación química..... 83-118 141
232
Efervescencia 287
Eflorescencia 163
Electrólisis 37-70
Elementos 27 28
» conservación de 38
Energía potencial..... 240
» química 110 207
Equivalentes 68-77-131 134
» Ley de los..... 69
Escoria 270
Esmeralda 252
» oriental 300
Esmeril 300
Espacios intermoleculares 88
Espectroscopio..... 277
Espejos 346
Espuma de mar 316
Estabilidad..... 178
Estados alotrópicos..... 208
Estado naciente. 110-182-314-339 356
Estalactitas 238
Estaño 353
Esteatita..... 316
Estroncio 306
Estuco..... 311
Evaporación..... 12
Exotérmicas reacciones 140

F

Faraday 164
Feldespato 251
Fermentaciones 232
Férrico cloruro 324
Férrico óxido 323
Ferroso óxido 323
Filones 268
Filtración 54
Flogisto..... 35
Fluor 121
Fluoruro de silicio 249
Forjas 270
Fórmulas químicas 116
Fosfato de sodio 73
Fosfatos 204
Fosforescencia 207
Fósforo 204
Fósforo rojo 207
Fotografía 345
Fragilidad..... 257
Frankland 131

Pág.

Frasco de Erlenmeyer 17
Frasco de Woolfe 16
Fundentes 270
Fundición 318 319
Fusión 12
» calor de 63
» temperatura de 12 56

G

Galena 135 335
Ganga 268
Galvanoplastia..... 71 332
Gas de alumbrado..... 192-225 244
» » agua 230
Gases..... 10
» comprensibilidad de los ... 10
» dilatación de los 11 102
Gas hilarante 186
Gay Lussac 11-98-102 106
Glaciares..... 56
Glicerina 186
Grafito 219-227-295 319
Granito 251
Guano 204

H

Halógenos..... 120
Helio 278
Hematita 324
Herrumbre 320
Hidrocarburos 231-275 319
Hidrógeno..... 41 44
» sulfurado 167
Hidróxidos 31-65-148-265 266
» de amonio..... 195
Hielo 53 193
» seco 235
Hierro 20-42 317
» dulce 320
» galvanizado 339
Hipótesis molecular 101 360
Horno eléctrico..... 205-227 231
Hulla..... 225
Humedad 61

I

Incandescente 20-93-146-271 313
Inestabilidad 149 233
Iodo..... 123
Iones 164-367 369
Ion amonio 195
» carbónico 236
» oxidrilo 194 266

J

Jabón 54-284 293

K

Kaolin 253

Pág.

L

Lata ... 354
Latón ... 328 339
Lavoisier ... 24-36-81-84-94 342
Ley de combinaciones gaseosas ... 98
» » Dulong y Petit ... 133
» » conservación de peso ... 37
» » las combinaciones ... 80
» » las proporc. definidas 74 361
» » las proporciones múltiples 79
Leyes de Berthollet ... 197
Ley de repartición ... 124
Levigación ... 268
Lignita ... 225
Llama ... 273
Llamas color de ... 49 271
Litio ... 279
Loza ... 254
Luz acción de la ... 345

M

Magnalio ... 314
Magnesio ... 45-145-173-247 313
» hidrato de ... 315
» óxido de ... 315
» silicatos de ... 315
» sulfato de ... 315
Malaquita ... 332
Maleabilidad ... 253
Manganatos ... 359
Manganeso ... 358
Mármol ... 73 233
Materias orgánicas ... 163-192-218 361
Matraz ... 17
Mechero de Bunsen ... 271
Membranas semipermeables ... 364
Mercurio ... 24-55 341
Mercúrico cloruro ... 343
Mercurioso cloruro ... 343
Metales ... 31-66 256
» actividad de desalojo ... 90
» alcalinos ... 262 279
» alcalino-térreos ... 263 306
» comunes ... 262-263 317
» metaloides ... 264 353
» nobles ... 262 344
Metaloides ... 31
Metalurgia ... 229 268
Mezcla explosiva ... 49 246
Mezclas frigoríficas ... 286
Micas ... 252
Micrón ... 304
Minerales ... 268
Minio ... 337
Moléculas ... 83 116
» estructura de las 129-146 161
Molécula gramo ... 368
Moléculas no saturadas ... 128 244
Montañas ... 250 252
Mordiente ... 301
Mortero ... 17

Pág.

N

Nafta ... 280
Negro animal ... 224
» de humo ... 222
Neutralización ... 65-68-159 171
Nieve carbónica ... 235
Nitrato de sodio ... 73
Nitratos ... 66-182 191
» síntesis de ... 202
Nitritos ... 187
Nitrógeno ... 33 173
» ciclo del ... 203
Nitruro ... 174 192

O

Oro ... 158 348
» cloruro de ... 349
Oseína ... 224
Oxido de carbono ... 229 244
Oxi-cloruro de carbono ... 245
Oxidación ... 95-151-152-169 175
Oxidantes ... 109-139-179-191 292
Oxidos ... 44-65-67 265
Oxidrilos ... 148
Oxígeno ... 29-37 92
Ozono ... 209

P

Permanganato de potasio. 95-145 359
Peso atómico ... 113-115-131 134
» gramo-molecular ... 111 362
» molecular ... 110 361
» de combinación ... 74
Petróleo ... 231
Piedra de toque ... 350
» esmeril ... 249
» pómez ... 92 252
Pirolusita ... 358
Pirita ... 135 141
Plata ... 344
Platino ... 90-93-153-199 351
Plomo ... 146 335
» carbonato de ... 337
» óxidos de ... 336
Pólvora ... 149-191 292
Porcelana ... 253
Potasio ... 291
» carbonato de ... 293
» clorato de ... 293
» hidróxido de ... 292
» hipoclorido de ... 293
Precipitado ... 91-161-162 170
Presión atmosférica ... 55 343
» osmótica ... 363
Prisma ... 277
Protoplasma ... 174-183 304
Proust ... 74-81-94-131 177
Punto de transformación ... 56

Pág.

R

Radicales ácidos 162
Reacción 360
Reducción 51 205
Reductor 139-145-155-169-229-245 232-297 y 314
Refrigerante 17
Relación de peso 22 68
Respiración 35 241
Retorta 16
Reversibilidad 14 51
Richter 68
Rubí 300

S

Sales 64
» ácidas 149 159
» básicas 333
» de cobre 94
» estabilidad de 69
» de amonio 196
» neutras 149 159
Salinas 285
Salitre 64 175
Salvarsan 215
Saturación 18 60
Secar gases 46
Seda vegetal 184
Serpentina 315
Síntesis 49
Silicatos 250 251
Sílice 249
Silicio 247
Soda cáustica 284
» de lavar 233 289
Sodio 43 280
» bicarbonato de 289
» carbonato de 287
» cloruro de 285
» hidróxido de 283
» hipoclorito de 283 290
» nitrato de 287
» sulfato de 287
Solubilidad 18
Soluciones 15 360
» punto de ebull. de las 362
» punto de cong. de las 361
» equimoleculares 366
» sólidas 259
Soplete oxhídrico 52

Pág.

Sublimación 123 299
Sulfatos 66-158 160
Sulfato de cobre 71
Sulfitos 144
Sulfuros 139 170
» de calcio 288
» » carbono 123-206 246
» » hierro 167
Superfosfatos 213
Sustancias 9
» orgánicas 361

T

Talco 252 315
Temperatura 55 94
Tenacidad 258
Teoría atómica 80
Termita 297
Tinta china 224
Tintura de tornasol 31
Topacio 300
Tostación 326-335 341
Turba 225

U

Ultramicroscopio 303

V

Valencia 125
Vapor de agua 59
Vapores rutilantes 186
Vaporización calor de 61
Velocidad 94
Vidrio 49-122-217-254 287 332
Vitriolo azul 113
Volumen gramo-molecular 113

Y

Yeso 135 311

Z

Zafiro 300
Zinc 43 338
Zincato de potasio 339
Zinc óxido de 340

BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS
Inv. 49083
12/11/85