

# LA ESCUELA COSTARRICENSE



EN ESTE NUMERO:

QUIMICA PARA 2º AÑO

Arreglada

de acuerdo con los Programas Oficiales

POR

CLAUDIO CORTES

6241 - MPRENTA NACIONAL - 1934

# LA ESCUELA COSTARRICENSE

REVISTA PEDAGOGICA MENSUAL

Organo de la Secretaría de Educación Pública

Director: MOISES VINCENZI

---

AÑO II

San José, C. R., 15 de mayo de 1934

Nº 18

---

## Notas editoriales

---

Aplauso del señor  
Presidente de la  
República

*Hace un año don Ricardo Jiménez nos dijo personalmente: "La mejor orientación que podía tener "La Escuela Costarricense" es la que usted le ha dado". Ahora, interrogado por nosotros acerca de la opinión que le habían inspirado los números posteriores, nos contestó la carta que reproducimos a continuación:*

*"Estimado amigo:*

*Tengo el gusto de acusarle recibo de su atenta carta de 11 del corriente, para manifestarle que me ha sido grato leer "La Escuela Costarricense" que se edita a su cargo, en la que he encontrado trabajos muy interesantes y la evidencia de su muy acertada labor.*

*Su atento servidor y amigo,*

*Ricardo Jiménez*



*Nos enorgullece esa sostenida manifestación de aplauso para nuestra obra, no sólo por tratarse del señor Presidente de la República, sino por suscribirla el nombre de Ricardo Jiménez.*

**La actitud del  
señor Ministro  
de Educación**

*Alguna vez quisimos dar gusto a cierto número de maestros que nos pedía el cambio de orientación de la revista. Don Teodoro Picado nos dijo: "No cambie de rumbo: no debemos perder el sentido de culminación de las obras". En esas palabras, más o menos exactas, don Teodoro nos dió la fuerza que necesitábamos para continuar el trabajo emprendido.*

**Otros juicios  
sobre nuestra  
labor**

*Recibimos, hace algunos meses, el aplauso de don Julio Acosta, don Claudio Cortés Castro, don Luis Dobles Segreda, don Napoleón Quesada, don Hernán Zamora Elizondo, señorita Carmen Lira, don José Guerrero, don Juan Dávila, don Carlos Jinesta, etc. etc. Les parece, a casi todos nuestros lectores, que se está realizando una obra sólida, un estudio integral de Costa Rica, en sus más diversos aspectos. Quienes nos cobran el hecho de no dedicarnos a dar material inmediatamente práctico a los maestros rurales, no han leído los números interesantísimos de doña Atilia Montero, don Manuel*

*Clemente Quesada, Lilia González, don José Figuer del Valle etc. Los otros son prácticos a su modo, dentro de un interés más amplio, pero no por ello menos aplicable al desarrollo cultural del país. La palabra ESCUELA no se refiere, para nosotros, sólo a la primaria: ESCUELA significa algo más: también se aplica a los liceos y colegios y a las aulas universitarias; y a todo centro, más o menos grande, donde se enseñe cualquier disciplina humana. Es indudable que ignoramos el sentido verdaderamente culto de las palabras.*

*Por otra parte, nos esforzamos por conseguir colaboración aplicable al trabajo de las escuelitas lejanas: tarea muy ardua, por cierto. Casi nadie quiere ayudarnos en esto. Sin embargo, pronto brindaremos a los maestros rurales, un número de don Manuel Clemente Quesada y la Srta. Lilia González, acerca de la metodología de las matemáticas; y otro sobre la de la composición, por ellos mismos; uno de doña Atilia Montero, sobre geometría. Como se ve por las dificultades que hemos apuntado, una cosa es juzgar de lejos una obra y otra hacerla, en un medio pobre, como el nuestro.*

*Es interesante ver que aquellos mismos compañeros de labores que no están del todo de acuerdo con la orientación de "La Escuela Costarricense", la aplauden en muchos aspectos. Citaremos un solo*



*nombre: el de don José Fabio Garnier, quien acaba de aplaudir nuestra revista en muchos sentidos. Agradecemos también esa valiosa opinión.*

*Para terminar este enojoso editorial—hecho sin el prurito de vanagloriarnos y por motivos que no ignoran muchos lectores—nos complacemos en reproducir las palabras que escribiera en otra oportunidad, una maestra verdaderamente ejemplar: doña Atilia Montero:*

*“Esta revista viene a llenar una sentida necesidad pedagógica.*

*Rompe con la costumbre nuestra de dar preferencia a todo lo extranjero, desvalorizando los propios esfuerzos.*

*Conforme con el título, el carácter regional, es su primera finalidad.*

*Por el contenido homogéneo de cada folleto, contribuye a la formación de la biblioteca del maestro, a quien le es dispendioso cercenar su exiguo sueldo para proveerse de los libros que han de fortalecer su obligada preparación. Y concentrando la exposición de una misma materia, facilita su consulta.*

*Permite desahogar la iniciativa de muchos que desean la publicidad de sus trabajos, cuando menos, para que no se les crea adormecidos en una tranquila apatía. De este modo provoca la publicación de*

*textos costarricenses, y da lugar a exponer observaciones personales que robustezcan el criterio pedagógico de nuestro maestro a base de convicciones propias, y no de idealistas teorizaciones que desconciertan cuando, por circunstancias disidentes, no dan el resultado con que se sueña.*

*Guarda el decoro nacional, porque saliendo de Costa Rica, no devuelve a los otros países sus propias producciones, sino algo legítimamente original.*

*El maestro no lee, se dice constantemente. En efecto, no lee, pero estudia y consulta; y a favorecer aquella tendencia va "La Escuela Costarricense", con su volumen corto, que, a despecho del cansancio producido por las tareas escolares, se puede saborear en poco tiempo.*

*Bien está que otra revista, patrocinada de igual manera por distinguidos elementos del Personal Docente, aporte a nuestro seno experiencias de pueblos adelantados, con las cuales podamos comparar y pulir las nuestras".*

*Atilia Montero*

*Esas palabras son la mejor defensa de nuestra labor. Doña Atilia Montero es bien conocida de todos, para dudar de su visión pedagógica, de su experiencia, de su conocimiento del medio social en que vivimos.*



**Por qué se atrasa  
la publicación de  
nuestra revista**

*Estamos perfectamente al día en cuanto se refiere al número de trabajos preparados para la publicación: no así, en cuanto se refiere a los publicados, porque la Imprenta Nacional se llena, con mucha frecuencia, de material, imposibilitándose de este modo el curso periódico de "La Escuela Costarricense". No obstante, la Dirección de la Imprenta nos ha prometido publicar los números atrasados, aunque con fechas de este mismo año. En cuanto se refiere a la circulación de la revista ha habido dificultades siempre, desde hace años, según nos manifiesta don Ramón Rodríguez. La culpa no nos pertenece. Nuestras listas son completas; las renovamos cada año, de acuerdo con La Gaceta.*

*Hemos creído necesario publicar estas notas editoriales, no por vanidad: los motivos saltan a la vista del público que nos ha seguido con alguna atención, en esta brega diaria de descubrir aspectos inéditos de nuestra vida, para hacer de "La Escuela Costarricense", un órgano verdaderamente creador de cultura.*

*La Dirección*

## Peso atómico - Peso molecular - Valencias

Para explicar los fenómenos que se observan en química, se creó la *teoría atómica*, que descansa en dos principios:

1º—Los cuerpos están compuestos por la reunión de partículas muy pequeñas llamadas *moléculas*, y éstas a su vez por otras más ínfimas denominadas *átomos*.

2º—Los cuerpos en estado gaseoso y perfecto y en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen en igualdad de volumen el mismo número de moléculas y átomos (Hipótesis de Avogadro y Ampére).

Esto se funda en las propiedades comunes a todos los gases, los cuales se dilatan y contraen casi lo mismo, cuando se les somete a una misma temperatura o se les hace soportar una misma presión y esta fuerza de agrandarse o de contraerse que se admite como exacta para explicar estos hechos, corresponde a la suma de dilataciones o contracciones que experimentan las moléculas de los cuerpos gaseosos objeto de la experiencia. La ley de Avogadro dice que las moléculas ocupan los mismos volúmenes; los pesos atómicos indican el peso relativo de las moléculas.



Aplicando la teoría atómica al agua y suponiendo que por medio de poderosos instrumentos ópticos se pudiera aumentar el aspecto de una gota de agua hasta hacerla aparecer de gran tamaño, la veríamos según esta teoría, compuesta de cuerpecitos llamados átomos reunidos de tres en tres, formando cada uno de los grupos una molécula de agua. La fuerza que se supone une a los átomos para formar moléculas, se llama *afinidad*. Estas moléculas, observándolas con cuidado, se notará que dos de los tres átomos de que constan, son iguales, mientras que el otro es diferente. A la sustancia que forma el primero se le ha llamado *hidrógeno*, y a la del tercero *oxígeno*.

Una molécula de agua consta pues de dos átomos de H y uno de O.

Las diferencias que observaríamos en estos átomos, serían: 1º—Su distinto peso; si fué posible pesarlos separadamente, se hallaría que 1 átomo de O pesa 16 veces más que 1 de H.

El peso de 1 átomo de H se considera como unidad de los pesos atómicos por ser este átomo el más ligero de todos; por eso se expresa el peso relativo de estos elementos diciendo que el peso atómico del H es 1 y el del O 16.

De ahí deducimos esto con respecto al agua:

Peso de 2 átomos de H =	2
"    "    1    "    "    O =	16
	—
"    "    la molécula	18

2°—Notaríamos en los átomos esta otra circunstancia: distinta capacidad para saturarse o unirse.

El átomo de O para formar con el H una molécula saturada o completa, necesita unirse a dos átomos de éste. Si estuviere unido con uno sólo, la molécula sería incompleta y el grupo O-H así formado, no podría existir en estado libre, teniendo tendencia a completarse con otro átomo de H o cualquier otro elemento equivalente. Un átomo de H puesto enfrente de otros átomos de H se unirá con uno sólo de ellos para formar molécula.

Estas cualidades se llaman valencias y en este caso se dice que el O es divalente y el H monovalente y se expresan así:

Para el oxígeno :  $-O- \quad O= \quad O < \quad O'' \quad \epsilon O \ominus$

Para el hidrógeno :  $H- \quad H' \quad H' \quad H \ominus$

Es pues el átomo una parte mínima de un cuerpo considerado hasta hace poco tiempo indivisible.



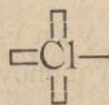
La valencia o dinamicidad de los átomos es la propiedad que tienen éstos de unirse con uno o más átomos de hidrógeno para formar moléculas con él.

Un átomo capaz de unirse con

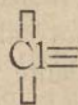
1	de hidrógeno	es monovalente	Ej. el cloro	$\text{Cl}-$
2	»	»	» divalente	» » oxígeno $\text{O}==$
3	»	»	» trivalente	» » nitrógeno $\text{N}\equiv$
4	»	»	» tetravalente	» » carbono $\text{C}\equiv$

Dícese a esta propiedad también monoatómico, diatómico o monodinámico, didinámico etc.

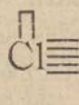
Un mismo átomo puede manifestar varias valencias, por ejemplo, el Cl, que es monovalente, puede actuar como trivalente, pentavalente y heptavalente. Esto se explica suponiendo que es en verdad heptavalente y que cuando manifiesta valencias inferiores, las restantes se satisfacen mutuamente dos a dos.



monov.



triv.



pentav.



heptav.

Cuando los átomos tienen sus valencias satisfechas, se dice molécula cerrada o simplemente *molécula*.

Las moléculas de los elementos pueden ser mo-

noatómicas, diatómicas, triatómicas según que tengan 1, 2 ó 3 átomos.

Hg monoatómico	O <sup>2</sup> diatómico	O <sup>3</sup> triatómico
Mercurio	Oxígeno	Ozono

*Radical* es una molécula incompleta, esto es, que no tiene satisfechas una o más valencias, de ahí que los radicales pueden ser monovalentes, divalentes, tri-valentes etc., según las valencias libres que tengan; el grupo -O-H llamado hidróxilo u oxhidrilo es monovalente pues queda por satisfacer un valencia.

*El peso atómico* es la relación que existe entre el peso de un átomo y el del hidrógeno considerado como unidad. *El peso molecular* es la suma de los pesos atómicos que entran en la molécula.



## REACCIONES

En todo fenómeno químico se lleva a cabo una reacción: combustión, oxidación, reducción, combinación, descomposición etc. Las reacciones se verifican por producción de luz, calor, electricidad, desprendimiento de gases, explosiones etc. etc. Estas manifestaciones las observamos sucesivamente al quemar madera, al combinar el  $\text{SO}^4 \text{H}^2$  con el zinc, al juntar S, C y salitre y encenderlos.

Generalmente y las más corrientes reacciones son: de *combinación*, *sustitución*, *descomposición* o *trasmutación*.

Se provocan las reacciones por medio de agentes como el calor, la luz y la electricidad; algunas veces el simple contacto basta para producirlas, como por ejemplo: al juntar el fósforo y el yodo; el hidrato de calcio y el cloruro de amonio en polvo.

Se llaman reacciones *endotérmicas* las que al producirse absorben calor, y *exotérmicas* las que lo emiten. Toda explosión es una reacción endotérmica, en cambio las combustiones de la leña, la estearina, el petróleo, son exotérmicas; la cal con agua, el yodo y el fósforo, son también exotérmicas.

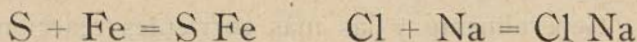
Las películas y placas usadas en fotografía y que están recubiertas por una sal llamada bromuro

de plata, al exponerse a la luz se ennegrecen. Reacción que tiene por agente la luz de los rayos solares. Otro ejemplo lo tenemos en el fósforo amarillo, que por la luz del sol se vuelve rojo.

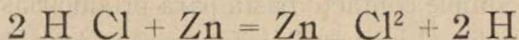
El voltámetro descompone el agua en sus dos elementos H y O. Reacción producida por la electricidad.

Ejemplos de reacciones:

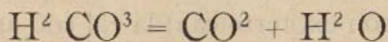
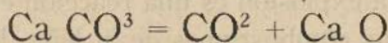
*Por combinación:* dos o más cuerpos se unen para formar otro.



*Por sustitución* cuando un cuerpo es sustituido por otro en el compuesto de que formaba parte.

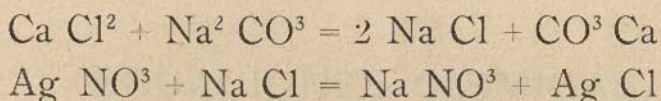


*Descomposición*, cuando queda libre un cuerpo de fórmula más sencilla que el compuesto de donde viene.



*Doble descomposición*, cuando entre dos cuerpos haya cambio mutuo de ciertos elementos.





*En estado naciente*, los cuerpos reaccionan más o menos regularmente. Este estado naciente es el que se opera cuando el cuerpo acaba de separarse de un compuesto.

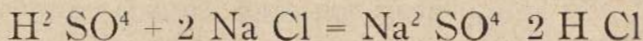
## ECUACIONES QUIMICAS

Se da este nombre a las igualdades empleadas en química para representar los cuerpos que reaccionan y los productos de sus transformaciones.

Cada cuerpo simple debe entrar en ambos miembros de la ecuación, con el mismo número de átomos.

En las ecuaciones encontramos: *símbolos, fórmulas, compuestos químicos, exponentes* (que sólo afectan a los símbolos que los llevan), *coeficientes* (que afectan a toda la fórmula), signos etc.

Por ej.:



En esta ecuación que representa la reacción que se opera entre el ácido sulf. y el cloruro de sodio encontramos:

*Símbolos* como: el S- O, H, Cl y Na.

*Fórmulas*: del ác. sulf., cloruro sodio, sulfato sodio y ác. clorhíd.

*Comp. químicos*: ác. sulf., cloruro sodio, sulfato sodio y ác. clorhíd.



*Exponentes:*  $O^4$   $H^2$ ,  $O^4$   $Na^2$

*Coefficientes:* 2 Cl Na 2 HCl

*Signos:* + =

Toda reacción expresa una igualdad; por eso se encuentran en la ecuación dos partes separadas por el signo igual.

*Pesos atómicos* o sea lo que pesa el átomo de cada elemento comparado con el peso de un átomo de H.

*Pesos moleculares* o sean los resultantes de la suma de los pesos atómicos.

La suma de ambos pesos (atómicos y moleculares) de un lado de la ecuación, debe ser igual a la del otro.

Por medio de los pesos atómicos se resuelven los cálculos aritméticos concernientes a las reacciones de combinación.

## FUNCIONES QUIMICAS

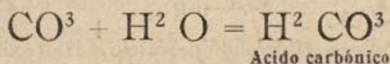
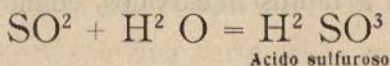
Funcionando y conduciéndose los cuerpos de manera semejante, se dice que tienen la misma función química.

Las funciones que en Química Mineral se tienen como primordiales, son: ÁCIDOS, BASES Y SALES.

Ya sabemos de antemano que los *óxidos* son el resultado de las combinaciones del oxígeno con los demás elementos, como por ejemplo:



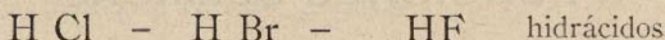
Ciertos óxidos reciben el nombre de *anhidridos* cuando son susceptibles de formar ácidos por su unión con el agua, como por ejemplo:



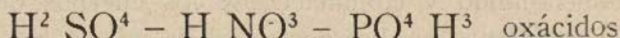
ACIDOS.—Cuerpos compuestos en que entran uno o más átomos de H que pueden ser suistituídos por metales o bases para dar sales. Con la tintura o el papel de tornasol cambian la coloración de azul en rojo.



Se clasifican en *hidrácidos* y *oxácidos*, según que contengan o no oxígeno.

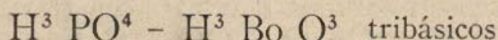
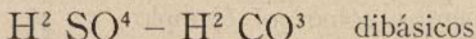
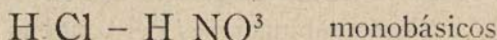


Acido clohídrico    Acido bromhídrico    Acido fluorhídrico

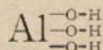
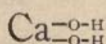
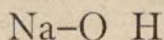


Acido sulfúrico    Acido nítrico    Acido fosfórico

Se dividen en monobásicos, dibásicos y tribásicos, según los átomos de hidrógeno que contengan, sustituibles por metales.

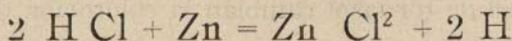
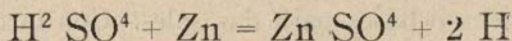


BASES.—Ya hemos visto antes que los metales en presencia del oxígeno dan óxidos; éstos a su vez, combinados con el agua, producen *bases*, *álcalis* o *hidratos*. Son, pues, compuestos en que entra un metal unido a tantos hidróxidos, cuantas sean sus valencias.

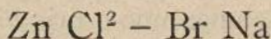


Hidróxido de sodio — Hidróxido de calcio    Hidróxido de aluminio.

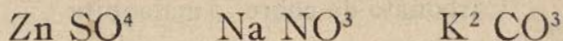
SALES.—Resultan de la sustitución del hidrógeno básico de un ácido por metal.



Las sales se denominan *haloideas* cuando se derivan de los hidrácidos.

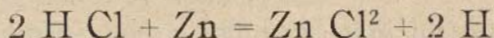


y *oxisales* cuando provienen de los *oxácidos*.

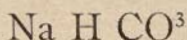


Los ácidos se diferencian de las sales en que en vez del metal contienen hidrógeno. En la electrólisis el H de los ácidos y el metal de las sales van al cátodo; por eso en cierta forma se consideran al H como metal y a los ácidos como sales del H.

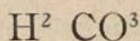
Las sales se dividen en: *Neutras*. Cuando todo el hidrógeno básico del ácido es sustituido por un metal como por ejemplo: el cloruro de zinc en que todo el hidrógeno del ácido clorhídrico H Cl fué sustituido por el zinc.



ACIDAS.—Si sólo una parte del H es sustituida por metal, por ejemplo:



Carbonato ácido de sodio  
en que el metal sodio sólo un átomo de hidrógeno  
sustituye en el



Acido carbónico



BÁSICAS.—Si hay exceso de base o sea que no sólo se sustituye todo el H por el metal de la base, sino que a ésta se unen uno o más hidróxidos.

Por ej: el  $\text{CO}^3 \text{Cu}^2 (\text{OH})^2$   
Carbonato de cobre = malaquita

Por ej: el  $(\text{CO}^3)^2 \text{Cu}^3 (\text{OH})^2$   
Carbonato de cobre = aznrita

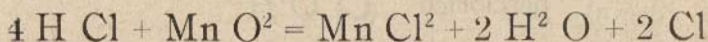
DOBLES.—Cuando se las encuentra conteniendo dos metales, como por ej.:

$(\text{SO}^4)^2 \text{Al K}$                        $\text{PO}^4 \text{NH}^4 \text{Mg}$   
alumbre                      fosfato amoníaco magnesiano

## CLORO

Símbolo.....	Cl
Densidad ....	2,49
Peso atómico:	35,5
Estado: gaseoso	
Monovalente	

Se puede preparar por la acción del ácido clorhídrico sobre el bióxido de manganeso

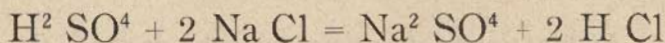


Gas de color verdoso, de olor fuerte, venenoso. Descubierta por Scheele. El nombre le viene de una palabra griega que significa *amarillo verdoso*. Es bastante soluble en el agua. No se le halla libre en la naturaleza, pero sus combinaciones con el Na, K y Mg son muy abundantes.

Empleado en la industria para blanquear y en medicina para desinfectar.

*Acido clorhídrico*  $\text{H Cl}$      $\text{H} - \text{Cl}$

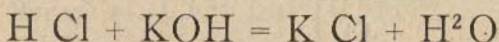
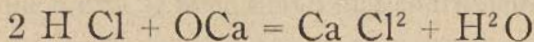
Se prepara por la acción del  $\text{S O}^4 \text{ H}^2$  sobre el  $\text{Cl Na}$ .



Gas incoloro, de olor picante, sumamente soluble en el agua.



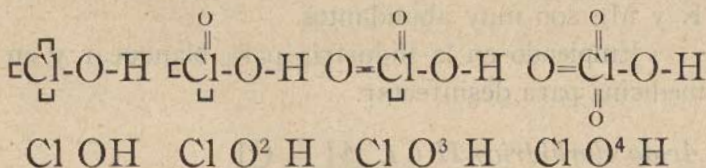
Se combina fácilmente con los óxidos e hidratos para formar *cloruros*.



Acido hipocloroso	Cl O H
" cloroso	Cl O <sup>2</sup> H
" clórico	Cl O <sup>3</sup> H
" perclórico	Cl O <sup>4</sup> H

Los ácidos hipocloroso y clórico no son estables, pero sus sales, los hipocloritos y cloratos, son muy conocidas.

En ellos, observando su fórmula desarrollada, notamos la distinta valencia con que actúa el cloro.



*Ac. hipocloroso*  
como monovalente, pues las seis restantes se saturan entre sí.

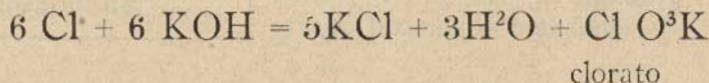
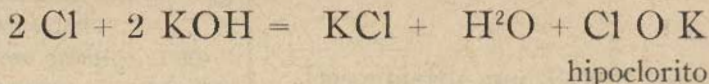
*Ac. cloroso*  
como trivalente, cutto restantes se saturan

*Ac. clórico*  
como pentavalente, las dos restantes saturanse mutuamente

*Ac. perclórico*  
actúa heptavalente

El hipoclorito de calcio (cloruro de cal), sirve como desinfectante y el hipoclorito de potasio (Agua de Javel) empleado para blanquear la ropa.

El hipoclorito y el clorato de potasio se preparan de la misma manera, por la acción del cloro sobre la potasa cáustica, pero en el caso del clorato se calienta la potasa cáustica.



El clorato se emplea en medicina, en química para preparar el O y en las artes para los fuegos artificiales.

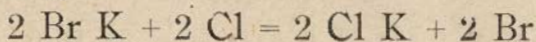


## BROMO

Símbolo.....	Br
Densidad.....	3,18
Peso atómico... 80	
Estado.....	Líquido
Monovalente	

Descubierto por Balard en 1826. Viene de la palabra griega bromos = mal olor.

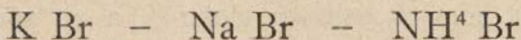
Se prepara por desplazamiento del Bromo de los bromuros por el cloro.



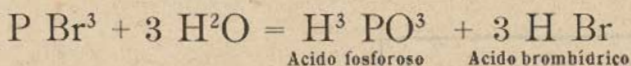
No se halla libre en la naturaleza, sino en estado de bromuro de Na, K, Mg.

Líquido de color rojo oscuro, olor irritante; desprende vapores a la temperatura ordinaria; poco soluble en el agua y sí en alcohol, éter y cloroformo. Es muy irritante, provoca tos.

Es antiséptico, muy corrosivo y venenoso. Tiene propiedades semejantes a las del Cl. Se emplea en la preparación de ciertos bromuros. Los más importantes son:



*Acido Bromhídrico Br H.* Se obtiene por la acción del agua sobre el bromuro de fósforo.



Gas incoloro, olor y sabor picantes, muy soluble en el agua.

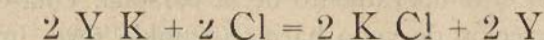


## YODO

Símbolo.....	Y
Densidad.....	5
Peso atómico....	126
Estado.....	Sólido
Monovalente	

Descubierto en 1812 por Courtois. Su etimología se deriva de la palabra griega que significa = violeta. Para obtenerlo se utilizan las aguas madres de la extracción del salitre y las cenizas de algas y líquenes.

Se prepara como el Bromo, por desplazamiento del yodo de los yoduros por el cloro.



Sólido (escamas de color de acero), emite vapores morados, un poco soluble en el agua y mucho en el alcohol, con un color *moreno* (tr. de yodo). En sulfuro de C y en cloroformo, con color *morado*.

Se combina directamente con los metales con menos actividad que el Cl y el Br. El reactivo característico de este cuerpo es el admidón que le suministra un color azul.

Se emplea en la preparación de yoduros, entre ellos el de K-Na.

*Importancia Fisiológica.*—Se encuentra en la secreción de la glándula *tiroídea*, la que produce

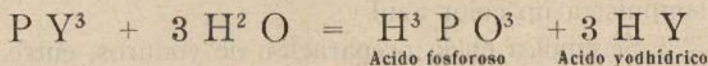
1/3.000000 de gramo de yodo. Tiene gran importancia para el organismo, pues sin él (por extirpación de la glándula) se debilitan las funciones del cuerpo (los niños no crecen, caída del cabello, ojos pierden el brillo, viene el cretinismo etc.)

En los valles de Suiza las aguas carecen de yodo y el cretinismo es frecuente; por eso semanalmente se les da a los niños de las escuelas una píldora de azúcar con yodo y a la sal se le mezcla un poco de yodo.

El yodo influye en la sensibilidad de los nervios, desarrollo de los músculos, aumenta el apetito, perfecciona la digestión y la acción cerebral e interviene en el temperamento de la persona. Una excesiva secreción de yodo hace en cambio seres impulsivos, nerviosos y sensibles. Esta enfermedad se llama de Basedow.

### *Acido Yodhídrico Y H*

Se prepara por la acción del yoduro de fósforo sobre el agua.



Gas incoloro, olor sofocante.



## FLUOR

Símbolo . . . . .	F
Densidad . . . . .	1,26
Peso atómico . . .	19
Estado . . . . .	Gaseoso
Monovalente	

El señor Moisant le obtuvo la descomposición del ácido fluorhídrico por la electricidad.

Es un gas incoloro que ataca casi todos los cuerpos. Más enérgico que el cloro.

Su comp. principal es el *Acido Fluorhídrico* H F, que se prepara tratando el  $H^2 SO^4$  por el Ca F<sup>2</sup> = fluoruro de calcio.



Ejerce acción sobre el vidrio, cristal, porcelana, barro cocido. Se guarda en vasijas de plomo, caucho, cera.

## NITROGENO

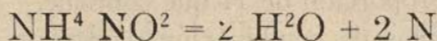
Símbolo.....	N
Densidad.....	0,96
Peso atómico..	14
Estado.....	gaseoso
Tri y pentavalente	

Como era impropio para la respiración se le llamó *aire mesfítico*. Recibe los nombres de *Azoe* y *Nitrógeno* indistintamente.

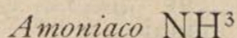
Se halla en el aire formando un 78 % o sea casi en la proporción de 4/5as. partes.

Existen varios métodos de preparación, entre otros el de quemar un pedazo de Ph en un volumen de aire encerrado en una campana. El Ph se apodera del O y deja el N libre.

Se puede preparar también descomponiendo por el calor el nitrito amónico.

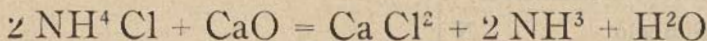


Gas sin color, sin olor, puede liquidificarse, 14 veces más denso que el H, tiene poca afinidad para otros cuerpos, no es comburente, ni combustible ni venenoso, atenúa unido al O la actividad de este elemento. Su nombre le viene de *Nitrös* = nitro, *gennao* = produzco.





Se produce al tratar una sal amoniacal por una base enérgica como la potasa o soda cáustica, o la cal viva.

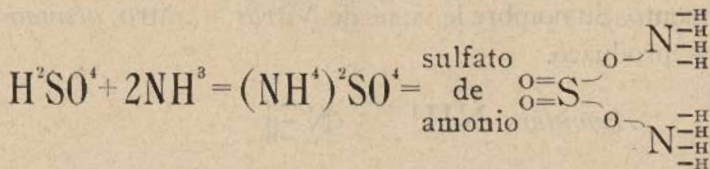
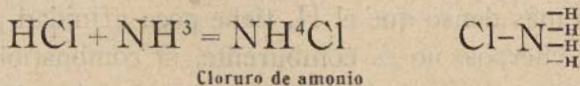


Gas de olor fuerte y penetrante, sin color, muy soluble en el agua, 1 litro puede disolver 1,000 de gas a la temperatura de 0°. Disuelto en agua se conoce con el nombre de *álcali volátil*.

Se combina con la mayor facilidad con los ácidos para formar una larga serie de compuestos llamados *sales de amonio*.

En estos compuestos se nota la presencia de uno o varios grupos  $\text{NH}^4$  (amonio), desempeñando el papel de un metal monovalente muy parecido al K o al Na. Se ha dado a este grupo el nombre de amonio y se supone que sus propiedades metálicas vienen de la fuerte proporción de H que contiene.

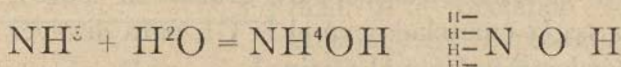
Ejemplos de combinación de ácidos con amoníaco:



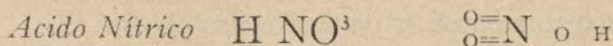
Se puede obtener por un momento el grupo N H<sup>4</sup> probablemente combinado consigo mismo, de la manera siguiente:



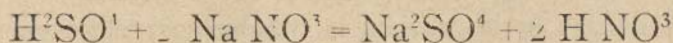
El amoníaco disuelto en el agua forma una combinación parecida al hidrato de K o Na.



El amoníaco se usa en los laboratorios como reactivo; en la industria, en la producción de frío en las fábricas de hielo, se usa en forma líquida que al evaporarse absorbe el calor de los cuerpos vecinos. En medicina se emplea contra las mordeduras de animales venenosos.



Se prepara tratando el ácido sulfúrico por el nitrato de sodio o salitre de Chile.



Líquido incoloro cuando puro, pero luego adquiere un color amarillento, de olor desagradable, venenoso.



Muy oxidante debido a la facilidad de ceder su O; disuelve la mayoría de los metales; no ataca ni el Au ni el Pt.

Se combina con los óxidos e hidratos para dar nitratos. Se usa junto con sus derivados los nitratos, en la fabricación de explosivos; también en la fabricación del  $H^2 S O^4$ , materias colorantes, *agua fuerte* (diluído en agua para grabar en cobre), el agua regia (mezclado con el H Cl, para disolver al rey de los metales y al platino).

## AZUFRE

Símbolo .....	S
Densidad .....	2
Peso atómico.....	32
Estado.....	Sólido
Di-tetra y hexavalente	

Se halla al estado natural en terrenos volcánicos (sublimado) o formando estratos mezclados con carbonato y sulfato de calcio. Se le separa fundiéndolo y se purifica por destilación y sublimación.

En Italia, en la región de Sicilia, España y Louisiana de los Estados Unidos, están los yacimientos mayores.

En Sicilia existen dos procedimientos para separarlo de la roca que lo contiene: el de los calcarones y el del horno.

El método calcarones no es económico por usar como combustible el mismo azufre; se prefiere el método del horno, en que la leña es el combustible para fundirlo.

En Luisiana se usan tubos que llevan vapor de agua recalentado; el azufre no se excava sino que se funde en el interior de la tierra y se extrae mediante bombas.

*Propiedades:* color amarillo limón, sin olor, insípido, mal conductor del calor y la electricidad; no



se disuelve en el agua; soluble en aguarrás y sulfuro de carbón. Funde a  $120^{\circ}$  y es entonces muy líquido; a una temperatura superior se pone espeso y toma color oscuro; cerca de  $400^{\circ}$  vuelve a liquidificarse, pero no como a  $120^{\circ}$ . Vertiéndosele en este estado en el agua toma forma elástica. Estos cambios son las diversas formas alotrópicas en que se presenta el S, que sin descomponerse ni combinarse con otras sustancias, simplemente efectúa un cambio de estado. Al llevar a cabo estos cambios, sus vapores se condensan en forma de polvo amarillo, llamado Azufre sublimado.

Arde con llama azul, emite vapores a simple temperatura ordinaria. Al quemar el S toma oxígeno y forma  $\text{SO}^2$ .

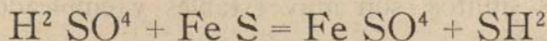
Se combina con al mayoría de los metales y forma sulfuros. Entre los naturales están: el  $\text{S}^2\text{Fe}$  llamado *Pirita*, de color dorado; la *Calcopirita*,  $\text{Cu Fe S}^2$ , de color dorado verdoso; la *Galena* plateada,  $\text{S Pb}$ ; la *Blenda*, amarilla oscura,  $\text{S Zn}$ ; el *Cinabrio*, rojo,  $\text{S Hg}$ .

El azufre es divalente al combinarse con el H y pasa a ser tetravalente al combinarse con el O. Se admite que existiendo el anhídrido sulfúrico  $\text{SO}^3$ , el azufre puede actuar como hexavalente.

*Hidrógeno Sulfurado o Acido Sulphídrico*  $\text{SH}^2$ .

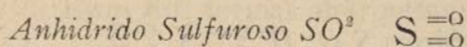
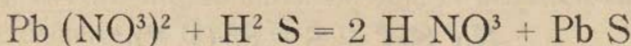
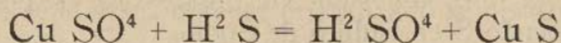


Se puede preparar tratando el sulfuro de hierro por el ácido sulfúrico.

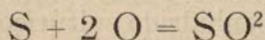


Gas de olor desagradable, combustible, venenoso. Existe en ciertas aguas minerales volcánicas. Se usa como reactivo y en medicina contra enfermedades de la piel.

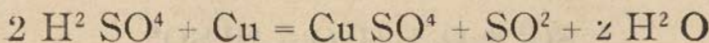
Se combina con gran número de sales metálicas para formar sulfuros:



Se prepara quemando el azufre:

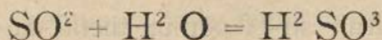


También puede preparársele tratando el  $\text{S O}^4 \text{H}^2$  por el  $\text{Cu}$ .



Gas sin color, de olor picante. Empleado como desinfectante.

Se combina con el agua para formar el *ácido sulfuroso*.

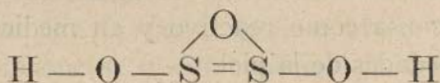




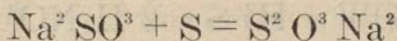
De aquí deriva su nombre de anhídrido.

El ácido sulfuroso es poco estable, pero sus sales, los sulfitos, son muy estables y empleados en fotografía.

*Acido Hiposulfuroso*  $S^2 O^3 H^2$



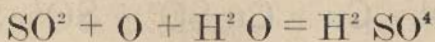
No es estable, pero su sal el hiposulfito de sodio es muy empleada en fotografía. Se prepara disolviendo S en Sulfito de Sodio.



*Acido Sulfúrico*  $S O^4 H^2$   $\begin{array}{c} O= \\ O= \end{array} S \begin{array}{c} O-H \\ O-H \end{array}$

Los métodos de preparación descansan en la reacción entre el anhídrido sulfúrico  $S O^3$  y el agua.

Sea el de la *destilación seca del sulfato ferroso*, o el método *catalítico* o el de las *cámaras de plomo*, todos se basan en la manera de preparar el  $S O^3$ .



Líquido de apariencia oleaginosa, incoloro, muy denso, corrosivo, de manejo peligroso. Absorbe el vapor de agua de la atmósfera y se le emplea por eso para desecar.

Al sustituir su H por un metal da sulfatos.

## BORO

Símbolo . . . . .	B
Densidad . . . . .	2,45
Peso atómico..	11
Estado . . . . .	Sólido
Trivalente	

No se le halla libre sino combinado. Se descompone el anhídrido bórico por el sodio o potasio y así se obtiene el *boro amorfo*.

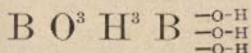
Si se le desea obtener cristalizado se disuelve el B en el Al o Mg fundido. Se deja el metal enfriar y se disuelve en H Cl.

Estas dos formas alotrópicas se presentan así:

*Boro amorfo*, color pardo, arde con mucho brillo.

*Boro cristalizado*, color granate oscuro o amarillo. No arde en el aire, cuando está puro es incoloro y con brillo comparable al diamante.

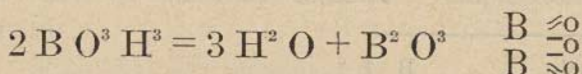
Sus principales compuestos son el *Acido Bórico*.



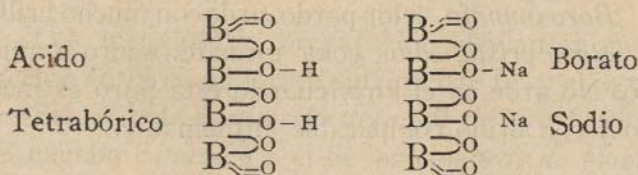
que existe en el agua de ciertas regiones volcánicas como Toscana. Cristaliza en láminas de apariencia grasosa; se volatiliza fácilmente en presencia del vapor de agua, comunica a la llama un color verde.



Calentado a elevada temperatura pierde agua y se transforma en anhídrido bórico.  $B^2 O^3$ .



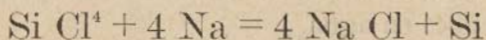
El ácido se emplea en medicina y para retardar la putrefacción de las sustancias alimenticias. La sal más importante del ácido bórico no deriva directamente de éste, sino de un producto de condensación, llamado *Acido Tetrabórico*  $B^4 O^7 H^2$  y es el Borato de Sodio-Bórax o Atíncar, cuya fórmula es  $B^4 O^7 Na^2$ , sal blanca, soluble en el agua, empleada en medicina para enfermedades de la vista.



## SILICIO

Símbolo .....	Si
Densidad .....	2,5
Peso atómico....	28
Estado.....	Sólido
Tetravalente	

Se prepara tratando el Cloruro o Fluoruro de silicio por el sodio.



Existe bajo dos formas: amorfo y cristalizado; esta última se parece al grafito; el amorfo es un polvo gris moreno

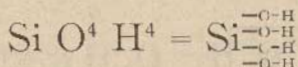
*Anhidrido silícico*  $\text{Si O}^2$  o *Silíce*  $\text{Si}=\overset{\text{O}}{\text{O}}$

Cristaliza en prismas exagonales. Constituye la arena de los ríos y de las orillas del mar. Es más duro que el vidrio. Es uno de los cuerpos más abundantes de la naturaleza. Sus principales variedades son: el *cuarzo*, *crystal de roca*, *pedernal*, *ágata*, *ópalo*, *etc.*

De los cuerpos simples tienen acción sobre él, el B y el C. Forma combinado con este último elemento, el *carborundo*  $\text{C} \equiv \text{Si}$  o carburo de silicio, aplicado en la fabricación de crisoles y ladrillos refractarios y para pulir y desgastar cuerpos duros.



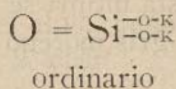
El anhídrido forma gran número de ácidos, pero sólo se admiten dos = el *ortosilícico* o *normal*



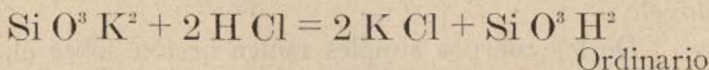
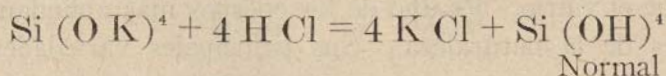
y el *metasilícico* u *ordinario*  $\text{Si O}^3 \text{ H}^2 \text{ O} = \text{Si} \begin{array}{c} \text{---O---H} \\ \text{---O---H} \\ \text{---O---} \end{array}$

Si se funde el Si O<sup>2</sup> con un exceso de potasa cáustica, forma dos silicatos de potasio, ambos solubles en agua.

*El silicato normal y el ordinario*



Tratando las soluciones de estos silicatos por el H Cl; se obtienen los dos ácidos silícicos correspondientes.



Sustituyendo la totalidad o parte del hidrógeno de estos ácidos, se produce el sinnúmero de silicatos que se hallan en la naturaleza. Por ej.:

---

Arcilla . . . . .	Silicato ácido de aluminio
Ladrillos, loza, porce- lana . . . . .	Silicatos neutros de aluminio
Vidrio . . . . .	Silicato neutro de calcio y sodio
Cristal . . . . .	" neutro de calcio y plomo
Feldespatos . . . . .	" de aluminio y potasio
Mica . . . . .	" " K, -Na- Ca -Mg- Mn- Fe - Al
Talco . . . . .	" ácido de magnesio
Anfibola . . . . .	" de calcio y magnesio.



## FOSFORO

Símbolo... . . . .	P
Densidad . . . . .	1,84
Peso atómico.. . . .	31
Estado.....	Sólido
Tri y Pentavalente	

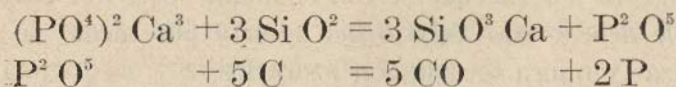
No existe libre en la naturaleza. Combinado se halla especialmente al estado de fosfato de calcio formando el mineral

llamado *fosforita*. Los huesos, el cerebro etc., también contienen fósforo.

Se obtiene industrialmente de los fosfatos de los huesos y de los naturales.

Antiguamente se obtenía tratando el fosfato tricálcico con  $S O^4 H^2$  y luego se calcinaba la mezcla resultante con C, desprendiéndose el P en estado de vapor.

El procedimiento actual consiste en someter a la elevada temperatura del horno eléctrico, una mezcla de fosfato tricálcico, anhídrido silícico (cuarzo, arena, sílice) y carbón; el anhídrido silícico se apodera del calcio, formando silicato de calcio, y el fosfato queda convertido en anhídrido fosfórico; luego se reduce a fósforo por medio del carbón que se apodera de su oxígeno.



El vapor de fósforo se condensa en el agua y fundido se hace en barras cilíndricas.

Sólido, blanco amarillento, funde a 44°; tiene aspecto de cera, huele a ajos. Muy venenoso, emite vapores luminosos. Inflámase a 60°. Poco soluble en alcohol y éter, bastante en las grasas y aceite y mucho en el sulfuro de carbón.

Por la acción prolongada de la luz o calentado a 270° se convierte en fósforo rojo, variedad alotrópica que tiene probablemente dos átomos en sus moléculas en vez de 4 que posee el amarillo; las diferencias de ambos son las siguientes:

AMARILLO		ROJO	
cristaliza	fósforecente	amorfo	no produce luz
amarillo	olor desagradable	rojo	no tiene olor
venenoso		inofensivo	
soluble en C S <sup>2</sup>		insoluble en C S <sup>2</sup>	
se enciende fácilmente		no se enciende.	

Tiene mucha afinidad para el O; húmedo se combina a simple temperatura ordinaria, produciendo fosforescencia y formando *anhidrido fosforoso*  $P^2 O^3 - O = P - O - P = O$

Su combustión produce *anhidrido fosfórico*.  
 $P^2 O^5. \begin{matrix} O= \\ O= \end{matrix} P - O - P \begin{matrix} =O \\ =O \end{matrix}$

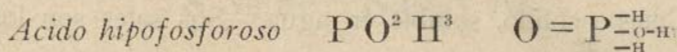
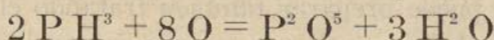
Se combina con Cl - Fl - y Br-. Es de manejo peligroso por encenderse con el simple roce. Por eso se le debe cortar debajo del agua y por medio de pinzas y nunca tocarlo con los dedos.



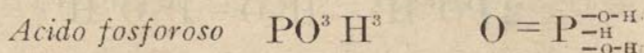
Antes se usó mucho el fósforo amarillo en la fabricación de cerillas, para evitar los peligros de su acción venenosa, por convenio de todas las naciones civilizadas celebrado en Berna, se abolió. Hoy se usa el sulfuro de fósforo, que es inflamable y no venenoso.

El fósforo se combina con el H indirectamente.

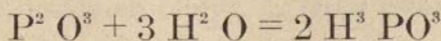
El *hidrógeno fosforado* o fosfina  $P H^3$  es un gas de olor aliáceo, venenoso; se inflama en contacto del aire. Es la causa de los fuegos fatuos.



Es un ácido monobásico; sólo el H del hidróxido es sustituido por metal. Sus sales se llaman *hipofosfitos*.

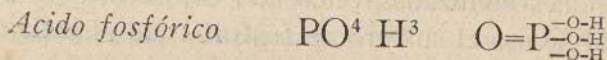


Se deriva de la combinación del anhídrido fosforoso y el agua.

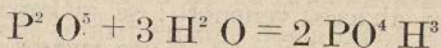


En la industria se prepara por la acción del tricloruro de fósforo sobre el agua.

Sus sales son los *fosfitos*

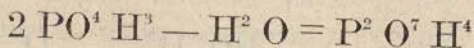


El anhídrido fosfórico con el agua, reacciona dando este ácido.



Se puede preparar también tratando el fosfato de calcio de los huesos por un gran exceso de  $\text{SO}^4 \text{H}^2$ . Cuerpo sólido, soluble en agua. Sus sales son los fosfatos.

Calentado pierde agua y se convierte en *Acido Pirofosfórico*.  $\text{P}^2 \text{O}^7 \text{H}^4$ .



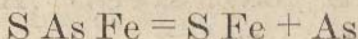


## ARSENICO

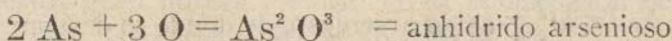
Símbolo.....	As
Densidad ....	5,75
Peso atómico... 75	
Estado.....	Sólido
Tri y Pentavalente	

Existe en estado libre, pero abundan más sus compuestos tales como: el *rejalgar*  $As^2 S^2$  el *oropimento*  $As^4 S^3$ , el *mispickel*  $\approx As Fe$  y el *pentasulfuro*  $As^2 S$ .

Se obtiene el arsénico descomponiendo el mispickel a elevada temperatura en una retorta de barro.



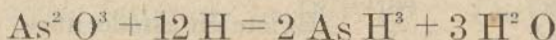
Sólido, de color gris metálico, muy quebradizo, volátil, se combina directamente con el O cuando se calienta en presencia del aire.



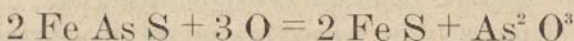
Las sales arsenicales se subliman con el calor. Se usa el arsénico en medicina; en la industria, en la fabricación de colores de anilina y en la del *verde de Scheele*, usado en pintura y en el estampado de papeles.

Con el H forma el  $As H^3$  hidrógeno arseniado, gas de llama azul; cortando la llama por una cápsula.

de porcelana, se precipita el As en forma de una mancha negra. Esta propiedad se utiliza en el aparato de Marsh, de mucha importancia en la comprobación de la intoxicación por As.



Gas de olor aliáceo, venenoso y combustible. Con el O forma combinaciones parecidas a las del fósforo: el arsénico trivalente forma  $\text{As}^2 \text{O}^3$ , anhídrido arsenioso. Calentando el mispickel en presencia del aire, se le obtiene también.



Sólido, blanco, que tiene apariencia de vidrio, recién preparado y semejante a porcelana, poco después. Muy venenoso.

De este *trióxido arsénico*, se deriva un hidróxido trivalente  $\text{As} (\text{OH})^3$  que es un ácido tribásico,  $\text{As O}^3 \text{H}^3 =$  ácido arsenioso, de donde se derivan los arsenitos. Con Cu forma  $\text{Cu}^3 (\text{As O}_3)^2$  el verde de Scheele empleado también para disecar.

El arsénico pentavalente entra con el O en una combinación  $\text{As}^2 \text{O}^5$ ; anhídrido arsénico, sólido, amarillo, pulverulento. A él corresponde un hidróxido  $\text{As} (\text{O H})^5$ , el cual perdiendo una molécula de agua se convierte en  $\text{As O}^4 \text{H}^3$ , ácido arsénico, que produce los arseniatos.

## ANTIMONIO

Símbolo . . . . .	Sb
Densidad . . . . .	6,71
Peso atómico. . . . .	120
Estado . . . . .	Sólido
Tri y Pentavalente	

El mineral de donde se extrae es el Sulfuro  $Sb^2 S^3$ , llamado *estibina*, cuerpo de apariencia *semimetálica*; para obtener antimonio libre se transforma la *estibina* en oxisulfuro; luego se reduce calcinándolo en un crisol con carbón y carbonato de sodio y así se obtiene antimonio y sulfuro de sodio.

Cuerpo blanco plateado, muy frágil, cristaliza en romboedros. Sus propiedades químicas son semejantes a las del arsénico.

La aleación del Sb con los metales, le comunica a éstos gran dureza. Entra en la composición de los tipos de imprenta, 20 de Sb y 80 de Pb.

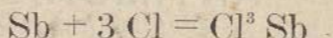
Arde en el aire tomando O, para transformarse en anhídrido antimonioso  $Sb^2 O^3$ ; también se enciende en el cloro.

Entre sus compuestos de mayor importancia están:

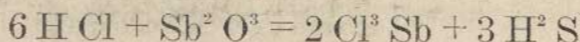
*Cloruro de Antimonio  $Sb Cl^3$ .*



El antimonio se combina directamente con el Cloro.



Se puede preparar también por la acción del H Cl sobre el sulfuro de antimonio.



Sólido, blanco, con aspecto de grasa, llamado por eso *manteca de antimonio*. Empleado en medicina como cáustico y en la industria para empavonar armas.

Con el H Forma la *estibamina*  $\text{Sb H}^3$ ; gas de olor repugnante, venenoso e inflamable.

Con el O produce varios óxidos.

## BIBLIOGRAFIA

- Guía de Química . . . . . Julio Sieber  
 Lecciones Generales . . . . . Dr. G. Michaud  
 Elementos de Química . . . . . F. T. D.  
 Manual del Químico . . . . . Dr. L. Gabba  
 Prácticas de Química . . . . . P. Eduardo Vitoria  
 Curso de Química . . . . . José Estalella