

QUÍMICA MODERNA. ¿Qué es un elemento químico en el estado actual de la ciencia?—Estudios de don Julio Schneider. (a)

SUMARIO.—Introduccion.—Significado de la denominacion "elemento químico."—Los elementos al estado libre son combinaciones de átomos homogéneos.—Teoría atómica-molecular.—Átomo i molécula.—Peso atómico i peso molecular.—Dificultades de la determinacion de los pesos atómicos.—Determinacion del peso atómico del oxígeno por ejemplo.—Determinacion del peso molecular.—Lei de Avogador; el volúmen molecular es igual para todas las combinaciones.—Importancia de la lei de Avogadro.—Aplicacion de la lei de Avogadro a los elementos en estado libre.—Moléculas del oxígeno i del ozono.—Esplicacion de las afinidades enérgicas de los elementos al estado naciente.—Molécula del azufre.—Esplicacion de las modificaciones alotrópicas.—Fuerza de afinidad entre átomos homogéneos.—Cuerpos conocidos al estado gaseoso.—Importancias de ciertas combinaciones orgánicas.—Otros métodos de determinacion de los pesos atómicos.—Lei de Dulong i Petit.—Escepciones aparentes.—Determinacion del peso atómico de la plata por ejemplo.—Trabajos de Regnault, Bunsen i Kopp.—Un tercer método de determinar los pesos atómicos.—Peso atómico del Silicio.—Los pesos atómicos son las cantidades fundamentales de la ciencia química.—Objeto de la química.—Regularidades de pesos atómicos.—Lei periódica; las propiedades físicas i químicas son funciones periódicas del peso atómico.—Sistema natural de clasificacion de los elementos.—Relacion entre peso atómico i volúmen atómico.—Pronosticacion de elementos aun no descubiertos i de sus propiedades.—El Galio, ejemplo de un elemento pronosticado.—Otra aplicacion de la lei periódica.—Valor químico o valencia.—La cuadrivalencia del carbono es el fundamento de la química orgánica.—Combinaciones no saturadas.—El valor atómico es igualmente una funcion periódica del peso atómico.

El inmenso trastorno que se ha efectuado en la ciencia química durante los últimos decenios, es hoy día un hecho consumado i conocido, como tambien que data este trastorno desde el tiempo del abandono de la teoría electro-química, i desde entónces la vemos hacer prodijiosos progresos. Así la química orgánica, para la cual la teoría electro-química tenia necesariamente que ser un obstáculo invencible, en muy pocos años tomó un desarrollo desconocido; i vastísimo es el campo de vista, ancho el de descubrimientos que se abren a aquel que se dedica al estudio de la química orgánica, gracias a las hoy día reinantes teorías, las cuales no solo para la

(a) Señor don Ignacio Domeyko: Solicito de usted me permita dedicarle este mi primer trabajo aquí en Chile, como testimonio del cariño i aprecio con que le he mirado desde que he tenido el honor de ser discípulo suyo.

A todas las ciencias les llega de vez en cuando el tiempo de revoluciones profundas i por consiguiente de las apreciaciones que se pueden i deben hacer de ellas; uno no mas es eterno: la ciencia misma i su desarrollo. Usted, maestro i profesor antiguo, nos sirve a nosotros, los jóvenes, de modelo; su anhelo i sus estudios que no descansan jamás, su modestia grande i hermosa, como su amor a las ciencias, servirán para todos sus discípulos i admiradores como un estímulo inolvidable.—De usted seguro i obsecuente servidor.—*Doctor Julio Schneider.*—Santiago, octubre de 1880.

ciencia química han producido una transformación profunda, sino que han extendido su círculo de acción sobre otros ramos del saber humano. Así, para citar un solo ejemplo, la fisiología, que no muchos años atrás apenas merecía el nombre de ciencia exacta, gracias a este desarrollo de la química orgánica—i haciendo suyos los descubrimientos de sabios como Liebig, quien fundó la química agrícola i estableció la union íntima entre la química orgánica i la fisiología, los de Pasteur, Wurtz i tantos otros que han contribuido para conseguir tales triunfos—la vemos adelantar rápidamente, así que ahora se puede con razon definir la fisiología diciendo que es «la física i química de los cuerpos animados.»

Démosnos, aunque sea rápidamente, cuenta de este gran trastorno que en los últimos tiempos la ciencia química ha experimentado i de sus consecuencias. Preguntémosnos cuáles son los fundamentos sobre los cuales ha establecido su base. I con este objeto permítasenos por un momento recorrer el vasto campo de la química moderna.

Sabiendo todos que la química se ocupa del estudio de los cuerpos simples o elementos, i de los compuestos, se nos presenta como primera pregunta: ¿qué es un elemento químico en el estado actual de la ciencia?

La denominación *elemento químico* tiene dos significados, que aun hoy día desgraciadamente muy amenudo son confundidos. Una vez se llama elemento la materia simple, es decir, la materia que en contrapesación de la compuesta no es capaz de una división en materia de distinta naturaleza, i otras veces se llaman así los constituyentes materiales de los cuerpos simples i de los compuestos mismos. Según la primera definición, el significado de elemento equivale a aquel de *cuerpo simple* i es aplicable a los elementos en estado libre, es decir, tal como los podemos aislar de sus combinaciones i como en realidad los conocemos.

Pero según la segunda, elemento equivale a lo que en otros términos llamamos *átomo*. Para evitar confusion en nuestras ideas i apreciaciones químicas, hai que separar estrictamente estos dos significados. Por razones que espondremos mas tarde, la química moderna nos exige considerar los elementos en estado libre, con talvez las únicas escepciones del mercurio i cadmio, como combinaciones de átomos, los cuales se hallan unidos por las mismas fuerzas que los unen en los compuestos químicos, es decir, por las fuerzas de afinidad, i no se distinguen en nada mas de éstas que en la homogeneidad de sus partículas materiales. Pero preci-

samente son los átomos; según lo arriba espuesto, estas partículas materiales; i por consiguiente los verdaderos elementos químicos. Si ahora estos átomos, que consideramos como indivisibles en materia de distinta naturaleza son verdaderamente indivisibles, o si son solamente combinaciones de átomos de elementos aun mas simples, es una cuestion todavía, la cual, si bien el alto grado de desarrollo de la ciencia química nos obliga de cierta manera a contestar afirmativamente, no altera de ninguna manera el significado de las ideas que tenemos sobre los elementos químicos.

Para la ciencia exacta los átomos elementales quedarán indivisibles, i por consiguiente son ellos los verdaderos elementos de los cuerpos, hasta que su divisibilidad se haya comprobado.

Si consideramos a los elementos en estado libre como combinaciones de átomos de la misma especie, ¿cuáles serán, pues, las razones que nos inducen a considerarlos como tales?

Para responder a esta pregunta, acordémonos de la teoría atómica-molecular. Según ella, la materia no ocupa indefinidamente el espacio, sino que consta de partículas aisladas unas de otras e indivisibles. Estas partículas llevan el nombre de *moléculas*. Las moléculas están compuestas a su vez de las últimas partículas de los elementos, i por consiguiente son divisibles por medios químicos. Estas últimas partículas de los elementos contenidas en una combinación química son los *átomos*. Llamamos, pues, *átomo* a la última partícula de un elemento indivisible por medios mecánicos i químicos, que puede entrar en una combinación química-*molécula* a la última partícula indivisible por medios mecánicos; de una combinación química.

Aplicando esto a lo que hemos dicho mas arriba, vemos que hai dos clases de moléculas:

I. Compuestas de átomos de igual especie. Estas moléculas son las de los elementos en estado libre o moléculas homogéneas.

II. Compuestas de átomos de distinta especie: son las moléculas de las verdaderas combinaciones químicas o moléculas heterogéneas.

Cada molécula i cada átomo tendrá naturalmente un peso determinado. Al peso relativo de un átomo lo llamamos *peso atómico*; *peso molecular* llamamos al peso relativo de las moléculas, ya sean de moléculas homogéneas, ya de heterogéneas. Estas dos cantidades son las que hoy día reemplazan en nuestra ciencia a lo que en tiempos de la teoría electro-química se llamaba un equivalente químico.

Espuesto esto, se ve que nuestra pregunta se puede formular ahora de la manera siguiente: ¿Cómo se comprueba que la molécula de un elemento se compone de 1, 2, 3 o mas átomos elementales? I que para contestarla, no tendríamos mas que determinar el peso atómico i el peso molecular de ese elemento i averiguar cuántas veces su peso molecular es mayor que el atómico.

La determinacion de los pesos atómicos ofrece grandes dificultades. No es posible determinarlos averiguando la composicion de unas pocas combinaciones, sino atendiendo a un número mui grande de combinaciones cuya composicion se conoce con seguridad absoluta. Un ejemplo hará ver esto mejor:

El agua se compone de 11.11 por ciento de hidrógeno i 88.89 por ciento de oxígeno. Suponiendo que la molécula del agua se componga de 1 átomo de hidrógeno por uno de oxígeno, seria 8 el peso atómico del oxígeno; pero si la molécula del agua constara de 2 átomos de hidrógeno por 1 de oxígeno, el peso atómico de este último seria 16; i seria 4 si la molécula del agua constara de 2 átomos de oxígeno por 1 de hidrógeno. Estaríamos, pues, en duda sobre cuál de estos tres números: 16, 8 o 4 nos representaba el peso atómico de oxígeno.

Con seguridad se deja solamente determinar el peso atómico si, ademas de la composicion en por cientos, se conoce el peso molecular de todas, o siquiera de un gran número de sus combinaciones. Si supiéramos, por ejemplo, que el peso molecular del agua fuera 18, se deduce de la composicion en por cientos espuesta antes que el agua tiene seguramente 2 átomos de hidrógeno i una cantidad de oxígeno cuyo peso es 16 veces mayor que el peso atómico del hidrógeno. Pero estas 16 partes al peso de oxígeno pueden representarnos todavía 1, 2 o mas átomos. Ahora, si conocemos el peso molecular de las demas combinaciones del oxígeno, i encontramos que en ninguna molécula de sus combinaciones entran menos de 16 partes de oxígeno, el número 16 representará su peso atómico.

El peso molecular de las combinaciones químicas se puede solo determinar de un corto número de ellas con probabilidad; pero de ninguna con seguridad por medios químicos, sino por medios físicos.

Para todos los cuerpos que son gaseosos o susceptibles de una transformacion al estado gaseoso, se deja determinar el peso molecular por el peso específico del gas. Este peso específico se llama tambien densidad del vapor de dicho cuerpo. La esperiencia ha de-

mostrado que en volúmenes iguales de diferentes gases, medidos bajo condiciones iguales de presión i temperatura, hai igual número de moléculas, o que en otras palabras, los volúmenes que ocupan las moléculas de los cuerpos gaseosos, o sean los volúmenes moleculares, son iguales para todas las combinaciones.

Este teorema, enunciado por primera vez por Amadeo Avogadro en 1811 como mera hipótesis, no encontró en aquella época la atención necesaria, sino hasta los últimos tiempos, i es uno de los mas grandiosos triunfos de la física moderna de haberlo comprobado como lei i haberlo deducido matemáticamente de la teoría mecánica de los gases. Hoi es, pues, la lei fundamental de la química, una lei que no tiene escepciones; i gracias a ella, donde poco ántes, en tiempos de la teoría electro-química, habian servido una série de reglas arbitrarias, hoi se ha obtenido un fundamento sólido i firme, que ha sido i es capaz de llenar todas las exigencias para una construccion segura de la ciencia química, i que ha resistido a todos los ataques que ha experimentado.

No es este el lugar de entrar en discusiones sobre la importancia de esta lei; nos limitaremos a deducir de ella lo necesario que se relacionan con nuestras consideraciones sobre los elementos, i ello es mui poco.

Se sigue de la lei de Avogadro, que se obtiene el volumen molecular de una combinacion dividiendo el peso molecular de ésta por su peso específico i el cociente es igual para todos los cuerpos gaseosos. Su valor naturalmente depende de la unidad elejida para el peso molecular i el peso específico, si se toma el peso molecular, como sucede jeneralmente, con relacion al peso atómico del hidrójeno=1, i el peso específico con relacion al aire=1, tenemos, pues, representado por m el peso molecular, por d la densidad de una combinacion al estado gaseoso:

$$\frac{m}{d} = 28,9$$

i de aquí $m = d \times 28,9$; lo que quiere decir que se encuentra el peso molecular de una combinacion, multiplicando el peso específico de su vapor por la cantidad constante 28,9.

Mas sencillas quedan estas leyes si no se toman los pesos específicos con relacion al aire sino al hidrójeno como unidad. Siendo el aire 14,45 veces mas denso que éste, tendremos entónces:

$$\frac{m}{d} = 2$$

lo que quiere decir que *el peso específico con relacion al hidrógeno de las combinaciones químicas es la mitad del peso molecular.*

La tabla siguiente contiene como ejemplos para algunas combinaciones conocidas peso molecular, peso específico con relacion al aire i al hidrógeno, i por fin el volúmen molecular $\frac{m}{d}$ con relacion a ámbos.

	m	d		$\frac{m}{d}$	
		Aire=1	Hidrógeno=1	Aire=1	Hidrógeno=1
Acido clorhídrico HCL.....	36,5	1,261	18,27	28,9	2
Amoniaco NH ₃	17	0,589	8,5	28,9	2
Etylena (gas olefiante) CH ₂ =CH ₂ .	28	0,967	14	28,9	2
Acido acético CH ₃ -COO.H.....	60	2,073	30	28,9	2
Eter acético CH ₃ -COO.C ₂ H ₅ ...	80	3,041	40	28,9	2

Conociendo el peso atómico de los elementos químicos, apliquémosles a ellos la lei de Avogadro!

Con este objeto fijémonos en la siguiente tabla que contiene para algunos de ellos el valor de *d* con relacion al aire, el valor de $m = d \times 28,9$ el valor del peso atómico *a* i por fin el valor de $\frac{m}{a}$ o la relacion entre peso atómico i molecular.

	<i>d</i>	<i>m</i>	<i>a</i>	$\frac{m}{a}$
Oxígeno	1,1056	32	16	2
Ozono.....	1,658	48	16	3
Hidrógeno	0,069	2	1	2
Cloro	2,45	71	35,5	2
Bromo.....	5,51	160	80	2
Yodo	8,72	254	127	2
Azufre	2,2	64	32	2
Fósforo	4,35	124	31	4
Arsénico	10,2	300	75	4
Azoe.....	0,967	28	14	2
Mercurio.....	6,976	200	200	1
Cadmio	3,94	112	112	1

Esta relacion entre peso molecular i peso atómico nos representa, pues, el número de átomos elementales contenidos en la molécula de los elementos.

Hemos contestado con esto la pregunta que nos habíamos propuesto; hemos comprobado que mientras la molécula del oxígeno contiene dos átomos elementales, la del ozono contiene tres; i desde luego podemos explicarnos las afinidades tan enérgicas de este cuerpo, bajo la suposición de que cede muy fácilmente un átomo de oxígeno, i este átomo, no pudiendo existir como tal en estado libre, tendrá naturalmente gran tendencia de entrar en combinación. I esta es también la explicación de las afinidades tan enérgicas de los elementos *en estado naciente*, pues, en el momento en que por alguna reacción química, son puestos en libertad de sus combinaciones no se encuentran todavía al estado de moléculas si no al de átomos, que no pueden existir sin combinarse i agruparse de otro modo, formando nuevos cuerpos dotados de nuevas propiedades. Vemos que, como la molécula del oxígeno, las del hidrógeno, cloro, bromo, yodo, azufre, azoe, están formadas por la combinación de dos átomos elementales, mientras que las del arsénico i fósforo constan de cuatro. Por fin, para mercurio i cadmio, átomo i molécula son iguales; en otras palabras, son dos *verdaderos elementos químicos* en el sentido de la palabra espuesto al principio de este trabajo.

Respecto al azufre, hai que observar que, a una temperatura algo superior a su punto de ebullicion, la densidad de su vapor es 6.56, lo que dá un peso molecular de 189.6 i una composicion de seis átomos por molécula. Pero a temperaturas de 860° a 1040° su peso específico es de 2.23, resultando para este cuerpo un peso molecular de 64.4 i una composicion de dos átomos por molécula. Esto quiere decir que a temperaturas suficientemente elevadas la molécula hexatómica se descompone en tres biatómicas. El selenio parece portarse de una manera análoga, pues Deville i Troost han encontrado para este cuerpo un peso específico mayor a temperaturas inferiores a 1000°.

La circunstancia de hallarse a veces formada la molécula de un elemento o de una combinacion química o de un número variado de átomos, parece ser la causa de las *modificaciones atatómicas*, o sea la particularidad de algunos elementos i combinaciones de aparecer con distintas propiedades físicas i químicas.

En cuanto a la fuerza de afinidad que une los átomos en la molécula de un elemento, a veces es mui considerable. Bien averiguado es el hecho que el sodio se puede conservar en bromo o en cloro secos sin ser atacado por estos cuerpos; i ni aun con ayuda de bastante calor habrá combinacion, apesar de ser tan grande la fuerza de afinidad entre el sodio i dichos cuerpos. Este es un hecho que no admite esplicacion por la antigua teoría electro-química; puesto que siendo el cloro i el bromo tan eminentemente electro-negativos como el sodio es electro-positivo, tendrian indispensablemente que neutralizar estos cuerpos sus electricidades contrarias, formándose un compuesto neutro. La esplicacion nuestra es mui sencilla: la fuerza de afinidad entre los dos átomos que forman la molécula de cloro o del bromo, i la misma que une los dos átomos en la molécula del sodio, es aquí mayor que la afinidad entre los átomos heterojéneos i por consiguiente no puede haber combinacion.

Antes de seguir con nuestras reflexiones sobre los elementos químicos, i ya que hemos tocado un asunto de una importancia tan fundamental para la química, como es la determinacion de los pesos relativos de los átomos elementales, permitasemos detenernos aquí algo mas.

Hemos dicho que la lei de Avogadro nos dá un medio seguro para determinar los pesos moleculares de todos aquellos cuerpos que son o bien gases o bien susceptibles de una transformacion al estado gaseoso; como pesos atómicos de los elementos neces-

riamente se tomarán las menores cantidades relativas de los mismos que están contenidas en iguales volúmenes de sus combinaciones gaseosas, o lo que es lo mismo, las menores cantidades relativas capaces de formar una molécula i tomar parte en una reacción química. En cuanto al número de los cuerpos susceptibles de una transformación al estado gaseoso, es éste mucho mayor que lo que el lector estará dispuesto a suponer. Si bien es cierto que de muchos elementos no conocemos tales combinaciones en la química inorgánica, la química orgánica moderna conoce, no solo a todos los metaloides, sino un número mui crecido de los metales en combinaciones susceptibles de una transformación al estado gaseoso. Para estos últimos son principalmente las combinaciones con los radicales orgánicos hidrocarbonados, metilo, etilo, etc., las que han servido para determinación de sus pesos atómicos, como tambien para decidir del valor químico de los átomos elementales, sobre el cual hablaremos mas adelante. I habiendo llegado a ser por ámbas razones estas singulares combinaciones de una importancia fundamental para el desarrollo de la ciencia química, es mui natural que de año en año el número de las que se descubren haya aumentado.

Pero cómo se determinará el peso atómico para elementos químicos que no se conocen al estado gaseoso i de los cuales hasta hoy no se conocen tampoco combinaciones al estado gaseoso?

En este caso la física nos suministra aun otro medio de determinación, que es la lei de Dulong i Petit., Esta lei nos dice que *el calor específico de los elementos en estado sólido es inversamente proporcional a los pesos atómicos*; que, en otros términos, el producto de calor específico i peso atómico, llamado *calor atómico*, es igual, o a lo ménos aproximativamente igual para todos los elementos en estado sólido.

Representado por a el peso atómico i por c el calor específico de un elemento sólido, tendremos, pues:

$$a \times c = 6,3$$

de donde

$$a = \frac{6,3}{c}$$

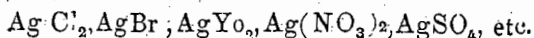
El valor de $a \times c$ varía de 6 a 6,6 para los diferentes elementos.

De esta manera hasta hoy dia solo se ha logrado determinar aproximativamente el peso atómico de los elementos; no solo se

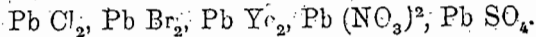
debe esto a los errores cometidos en la determinacion de los calores atómicos, que es siempre un trabajo delicado, sino al hecho, conocido ya desde mucho tiempo, de que la temperatura tiene gran influencia sobre el calor específico de los cuerpos sólidos, i que esta influencia de la temperatura es distinta para los diferentes cuerpos. Es seguro que estas diferencias en los calores atómicos desapareceran si la determinacion de los calores específicos se hace a las temperaturas convenientes. Son tres los elementos que parecen hacer una escepcion de la lei de Dulong i Petit: el boro, el silicio i el carbono, i cabalmente para el carbono ya se ha comprobado que la influencia de la temperatura sobre su calor específico es mayor que para todos los demas elementos, pues el calor específico de ese cuerpo se triplica al subir la temperatura de 0° a 200°, i a 525° su calor específico 0,52, está conforme con la lei de Dulong i Petit.

Hasta ahora, pues, no se ha podido hacer uso de la lei de Dulong i Petit para la determinacion *exacta* de los pesos atómicos; pero esto no nos importará mucho, ya que son nuestros medios analíticos i sintéticos los que nos dan con mucha precision la composicion de las combinaciones i, por consiguiente, la relacion en que los elementos se combinan, dejándonos solo en un punto ed duda: si el verdadero peso atómico es la mas pequeña cantidad que se deduce de la composicion de las combinaciones, o si es un múltiplo de esta cantidad. I la lei de Dulong i Petit es nuestro medio para decidir aquí, pues tomaremos como peso atómico la cantidad que exige esta lei.

Si se tratara, por ejemplo, de determinar el peso atómico de la plata, haciendo un análisis o síntesis de las combinaciones de este metal, veríamos que la cantidad de plata que se combina con un átomo de cloro, bromo, iodo, etc., i que reemplaza en las combinaciones a un átomo de hidrójéno es 108. Bajo la suposicion de que en la molécula del cloruro de plata hubiera *un* átomo de cloro *por uno* de plata, o que un átomo de plata equivaliera a uno de hidrójéno, el núm. 108 seria el peso atómico de la plata. Pero la analogía química entre la plata, el plomo i el cobre podria inducirnos a considerar las combinaciones de dichos cuerpos como de constitucion química análoga, como que la molécula de la plata se hallara formada de manera análoga a la del cloruro de plomo i cloruro de cobre, por 2 átomos de cloro i 1 de plata, que las sales de plata tuvieran la siguiente composicion:



de manera análoga a:



En este caso el peso atómico de la plata no sería 108 sino 216.

No conociendo combinaciones de la plata al estado gaseoso a temperaturas que posibiliten una determinación exacta del peso específico, no podremos hacer uso de la lei de Avogadro para la determinación del peso molecular de las combinaciones de dicho metal. Pero habiéndose encontrado $=0,056$ el calor específico de la plata, según la lei de Dulong i Petit

$$\frac{63}{0,056} = 112$$

sería el peso atómico: cantidad aproximativamente igual a 180 que nos da el análisis i síntesis de las combinaciones de la plata; i esta cantidad será entónces el verdadero peso atómico de la plata.

La determinación exacta del calor específico de los elementos sólidos con relación a su dependencia de la temperatura, es hoy día objeto de investigación de varios de los mas distinguidos físicos i químicos; como los trabajos mas importantes citaremos solo los de Regnault, i los de Bunsen i Kopp en Heidelberg, ámbos profesores del autor. Mientras los trabajos de Kopp como de Regnault abarcan a todos los elementos conocidos, al célebre inventor del análisis espectroscópico, que tantos prodijios ha hecho en la ciencia moderna, se debe el conocimiento de los calores específicos de varios de los elementos raros, como se le debe a él en gran parte el conocimiento exacto de las propiedades físicas i químicas de estos elementos i de sus combinaciones: investigaciones favoritas de este eminente sabio, i de ahí muy comunes en el laboratorio químico de Heidelberg. Se debe a Bunsen igualmente la invención de un pequeño aparato, que ademas de permitir la determinación del calor específico con una exactitud verdaderamente prodijiosa, tiene la gran ventaja de posibilitar un trabajo con muy cortas cantidades de sustancias, i que por estas razones hoy es esclusivamente empleado para la determinación de los calores específicos de los elementos.

Un tercer método de determinación de los pesos atómicos nos suministra la cristalografía. Se sabe que *en las combinaciones isomórficas*,—es decir, en aquellas combinaciones que, bajo composi-

ción química análoga, cristalizan en formas iguales o parecidas de un mismo sistema cristalográfico i son capaces de cristalizar juntas en distintas proporciones—*las cantidades de los elementos que se corresponden están en proporción de sus pesos atómicos*; de manera que, conociendo el peso atómico de uno de estos elementos, se dejan deducir los de los demas correspondientes. Isomorfos son v. g. sulfato de zinc, sulfato de magnesia, sulfato de níquel. Las cantidades de zinc, de magnesia i de níquel que se reemplazan o se corresponden en estas combinaciones, es decir están combinadas con la igual cantidad de ácido sulfúrico, están en relación de 1:2,46:2,71. Conociendo ahora el peso atómico de uno de estos tres elementos, v. g., el del magnesio 24, para níquel tendríamos 59 i para zinc 65.

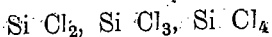
De este modo de determinación de los pesos atómicos hai que valerse con mucho cuidado; hai que tener muy presente lo que quiere decir «combinaciones isomórficas» i no olvidar que combinaciones químicas de constituciones bien distintas *pueden tener igual forma cristalográfica*.

Estos son en breve los principales puntos de vista bajo los cuales en los últimos tiempos se ha partido para la determinación de los pesos atómicos; i desde que esto ha sucedido, los químicos se vieron obligados a reformar un grau número de los antiguos equivalentes químicos. Muchas discusiones relativas a las fórmulas químicas, gracia a esta circunstancia, se han decidido definitivamente. Así, para citar el ejemplo mas conocido, durante mucho tiempo los químicos no estaban de acuerdo sobre el peso atómico del silicio, ni por consiguiente de las fórmulas que se debian dar a sus combinaciones. La composición cuantitativa de sus compuestos mas simples habia sido determinada con mucha precisión; se sabia que el cloruro de silicio, v. g., se componia de

16.47 % de silicio

i 83.53 % de cloro;

pero segun se adoptaba una de las tres fórmulas:



como representando la composición de este cuerpo, se obtenia por peso atómico del silicio 14,21 o 28.

Los numerosos análisis de los silicatos naturales, tan variados como son, la forma cristalina, i el carácter químico del elemento.

como de sus combinaciones, no bastaba para contestar la pregunta, cuál de los tres números, i de los cuales cada uno tenia sus partidarios entre los químicos, era el verdadero peso atómico. Pero habiéndose encontrado=5,939 el peso específico del vapor del cloruro de silicio, tenemos segun la lei de Avogadro $5,939 \times 28,9 = 171,6$ como peso molecular del cloruro de silicio, cantidad aproximativamente igual a 170. la que exige la fórmula Si Cl_4 . De aquí se sigue que la molécula del cloruro de silicio tiene 4 átomos de cloro i una cantidad de silicio que es 28 veces mas pesada que el hidrógeno. El estudio de las demas combinaciones del silicio transformables en estado de vapor, principalmente de las orgánicas, ha probado que en ninguna molécula de sus combinaciones entra una cantidad inferior a 28, i este número será entónces el verdadero peso atómico del silicio, i no 21 o 14.

Las cantidades relativas de los átomos que nos dan estos medios citados, constituyen hoy *las cantidades fundamentales de la química, las cuales, como todas nuestras esperiencias lo han demostrado hasta aquí irrevocablemente, se han de considerar como los únicos materiales invariables e indestructibles de los cuales todas las demas sustancias variables se componen*. La Química, segun el actual estado de la ciencia, tiene que reducir los fenómenos químicos a las propiedades de átomos elementales invariables, i como los átomos i las moléculas se sustraen a nuestra observacion, i por consiguiente no podemos reconocer estas sus propiedades directamente, tenemos que deducirlas del estudio comparativo del gran número de sus combinaciones. En persecucion de este fin, la química trata de averiguar la composicion de los cuerpos, sus propiedades tanto con respecto a ellos mismos quanto para con otros, i como *la causa de estas propiedades*, busca i anhela el conocimiento de los constituyentes o partículas de los cuerpos en cuanto a sus modos i maneras de agrupamiento i sus estados dinámicos.

Si, siguiendo ahora con nuestras consideraciones sobre elementos químicos, fijamos por un momento nuestra atencion sobre los pesos atómicos determinados por los métodos indicados mas arriba, nos encontraremos con una série de interesantísimas regularidades que desde mucho tiempo han llamado la atencion a los químicos, i que en los últimos años han ganado suma importancia, pues entre otros han conducido a un sistema natural de clasificacion, de los elementos, i nos permiten no solo pronosticar la existencia de elementos que nos faltan todavía por descubrir, sino las

propiedades físicas i químicas de éstos, tan bien como nos pueden servir para pronosticar las de los elementos conocidos.

Efectivamente, desde ya mucho tiempo es conocido que los pesos atómicos de varios elementos químicamente análogos están entre sí en una mui simple relacion numérica; así algunos elementos como manganeso, hierro níquel, i cobalto; o paladio, rodio i rutenio; o platino, iridio i ósmio tienen aproximativamente igual peso atómico; para otros grupos de elementos los pesos atómicos son múltiplos, mui simples unos de otros; o bien van aumentando de tal manera que el peso atómico del uno, es el medio aritmético de los pesos atómicos de los demas. Así los pesos atómicos del oxígeno=16, azufre=32, selenio=80, telurio=128 son entre sí como 1:2:5:8; así es (siendo litio=7, sodio=23 i potasio=39) el peso atómico del sodio el medio aritmético entre litio i potasio, etc., etc.

Colocando todos estos elementos en orden aritmético segun las magnitudes de sus pesos atómicos desde el hidrógeno=1 hasta el urano, el cual tiene el mayor peso atómico, se ve recorriendo esta serie cambiar el carácter químico de los elementos gradualmente i con gran regularidad en proporcion que el peso atómico va aumentando, hasta que despues de una cierta diferencia determinada, este carácter viene reapareciendo de una manera mas o menos perfecta. Así, las propiedades esenciales del litio (=7) se vuelven a encontrar despues de un aumento de 16 unidades en el sodio (=23), i despues de otro aumento de 16 unidades en el potasio (=39), mientras que entre el litio i sodio encontramos sucesivamente los elementos: berilio, boro, carbono, azoe, oxígeno, fluor; i entre sodio i potasio: magnesio, aluminio, silicio, fósforo, azufre, cloro. Pero este orden será siempre tal que a cada elemento determinado entre litio i sodio corresponde otro análogo entre sodio i potasio; así el primero que sigue del litio, que es berilio, corresponde i es químicamente análogo al primero que sigue del potasio, que es el magnesio; al boro corresponde el aluminio; al carbono el silicio, etc. Si ahora dividimos la serie cada vez con los elementos de naturaleza análoga, obtendremos grupos mas pequeños de elementos que se pueden reunir a su vez, de tal manera que en una serie horizontal se encuentren los elementos ordenados segun la magnitud de sus pesos atómicos i en una vertical los elementos químicamente análogos, como lo demuestra la siguiente tabla:

I.			II.			III.			IV.			V.			VI.			VII.			VIII.														
H	1		Be	9,2		Bo	11		C	12		N	14		O	16		F	19					Fe	55,9										
Li	7		Mg	24		Al	27,3		Si	28		Ph	31		S	32		Cl	35,5					Ni	58,6										
Na	23				Ca	40		Ti	48				Vd	51		Cr	52,4					Mn	54,8												
Ka	39		Zn	65		Ga	69,8					As	75		Se	79		Br	79,75					Rh	104,1										
					Sr	87,2		It	89,6				Nb	94		Mo	95,4					Ru	103,4												
			Cd	111,6		In	113,4		Zr	90		Sb	122		Te*	128				Yo	126,5														
			Ba	136,8		La	139		Sn	117,8							W ^o	184					Os*	198,4											
						Tl	203,6		Pb	206,4		Bi	210											Ir	192,7										
									To	231,5								Ur	240																

* Fundándonos en la inexactitud de los pesos atómicos de varios de los metales raros, descubierta por Bunsen i otros, hemos colocado el telurio antes del yodo, i el osmio antes de otros elementos de su grupo, como lo exigen sus analogías. Para ambos los pesos atómicos no han sido aun determinados con la exactitud necesaria. Véase mas adelante la observacion sobre el molibdeno.

Se vé que estos últimos forman entónces ocho grupos principales, constituyendo así un sistema natural de elementos, sistema natural que está, pues, fundado en que el carácter químico de los elementos i el físico tambien, como lo veremos mas tarde, está determinado por la magnitud del peso atómico, así que *las propiedades son funciones periódicas del peso atómico.*

Comparando los elementos así ordenados, vemos que se asemejan de una manera desigual, pues jeneralmente hai en cada grupo de elementos 4 o 5 que presentan mayores analogías entre sí, que para con los 3 restantes, los cuales a su vez presentan la mayor semejanza entre sí. Así el litio, potasio, sodio, cerio i rubidio se diferencian bajo muchos puntos de vista en sus propiedades esenciales de los 3 demas elementos del mismo grupo: la plata, el cobre i el mercurio, sin que por eso no hayan ciertos caracteres químicos que liguen a ambas partes de una manera mas o ménos íntima. Es así, pues, cómo se hallan formadas las subdivisiones en nuestra tabla.

El primero de estos 9 grupos principales está formado por: *litio, sodio, potasio, cesio i rubidio*, i tiene una subdivision que se liga a él por el isomorfismo de las sales de cobre con las de sodio, comprendiendo *el cobre, la plata i el mercurio.* Todos estos cuerpos forman óxidos de la fórmula M_2O i compuestos derivables de ésta.

El segundo grupo tiene igualmente dos subdivisiones: *berilio, magnesio, zinc, cadmio i calcio, estroncio, bario.* Estas están tambien ligadas entre sí por el isomorfismo de varias combinaciones.

Los elementos del tercer grupo forman todos sesquióxidos i combinaciones que se derivan de éstos. Comprenden 4 subdivisiones: 1) *boro, aluminio, galio, indio, talio*; 2) *itrio, lantano*; 3) *cerio*; 4) *didima, erbio.* Los sulfatos de 3) i 4) forman con los sulfatos alcalinos alumbres.

El cuarto grupo comprende los elementos cuadrivalentes: *carbono, silicio, tilano, zirconio, estaño, plomo, torio.*

El quinto grupo tiene otra vez 2 subdivisiones ligadas entre sí por muchas analogías químicas: *fósforo, arsénico, antimonio, bismuto*; i *vanadio, niobio, tántalo.*

El sexto grupo tiene tambien 2 subdivisiones ligadas entre sí por el isomorfismo de sulfatos con molibdatos, seleniats i cromatos: *óxígeno, azufre, selenio, telurio*; i *cromo, molibdeno, tungsteno, urano.*

El grupo siguiente comprende igualmente 2 subdivisiones: *fluor,*

cloro, bromo, iodo; i manganeso, rutenio, osmio, ligados entre sí por el isomorfismo de los percloratos con los permanganatos i perrutenatos.

Por último, el octavo grupo comprende 3 subdivisiones: 1) *hierro, rodio, iridio*; 2) *níquel, paladio, oro*; 3) *cobalto i platino*. Estos elementos forman combinaciones de constitucion análoga a las cianoférricas i caboltoamínicas.

Como lo veremos mas tarde, la cuantivalencia atómica es igualmente una función periódica del peso atómico, i asimismo se comprueba por las siguientes consideraciones que aun *las propiedades físicas son funciones periódicas del peso atómico*. Si estudiamos atentamente la relacion que existe entre peso atómico i *volúmen atómico*, entendiendo bajo este último nombre el número que se obtiene dividiendo el peso atómico de un elemento por su peso específico, *vemos disminuir i crecer éste de un modo muy regular con el peso atómico*. Esta notable periodicidad se puede esponer mejor por una representación gráfica. Efectivamente, tomando los pesos atómicos como abscisas i los volúmenes atómicos correspondientes como ordenadas, obtendremos por la union de los extremos de estos últimos, una curva que se halla dividida por 5 máximas en 6 partes, i siguiendo su dirección nos cercioraremos muy luego de que las propiedades físicas de los elementos son como las químicas, funciones periódicas de sus pesos atómicos, pues fijándonos atentamente en el lugar que los elementos vienen a ocupar de esta manera en la curva, encontraremos que en ciertas partes determinadas de las secciones curvas análogas, se encuentran tambien elementos con propiedades análogas; como igualmente, que las propiedades son bien distintas, segun si el elemento se encuentra en una rama ascendente, o en una rama descendente de la curva.

Todos los elementos muy fusibles, volátiles o gaseosos se encuentran en las ramas ascendentes; los poco fusibles i poco volátiles en las descendentes, en las mínimas o sus proximidades. Los elementos dúctiles se encuentran solo en las máximas i mínimas de la curva o en sus inmediaciones: en las máximas si son metálicos i poco densos, i en las mínimas si son metálicos i muy densos. Los elementos metálicos sin ductilidad i de gran densidad anteceden inmediatamente a las mínimas en rama descendente, mientras que los elementos no metálicos sin ductilidad se encuentran inmediatamente antes de las máximas en rama ascendente. Ductilidad, fusibilidad i volatilidad están en relacion directa con la agregacion intima de la masa, sobre todo con la forma cristalina i con la dilata-

bilidad por el calor. Pues bien: los elementos situados en las máximas o su proximidad *cristalizan el sistema regular*; los elementos en las ramas ascendentes *no cristalizan en formas del sistema regular*. Asimismo se ha comprobado hasta aquí que además el *coeficiente de dilatación, el poder refringente, la conductibilidad para el calor i la electricidad, el calor específico de los elementos* están en dependencia de la magnitud del peso atómico. Era en virtud de esta dependencia que el calor específico nos proporcionaba un precioso medio de determinación de los pesos atómicos.

Espuestas estas interesantes relaciones entre peso atómico i propiedades físicas i químicas que nuestro sistema natural de clasificación de los elementos nos ha permitido descubrir, se nos ha dado por sí solo, i como consecuencia lójica de lo dicho, *el medio de pronosticación de elementos químicos aun no descubiertos, i de sus propiedades*. Efectivamente, una simple vista sobre el siguiente fragmento elegido arbitrariamente de nuestro sistema natural, i el cual comprende los elementos entre cobre i rubidio, acompañados del volumen atómico *v* i peso específico *d*,

	Cu	Zn	?	?	As.	Se	Br
	63,3	65	?	?	75	78	80
d.....	8,8	7,15			5,67	4,6	2,97
v.....	7,2	9,1			13,2	16,9	26,9

nos hace ver que aquí existen 2 vacíos (los cuales hemos marcado con signo de interrogación); i ordenando todos los elementos de este modo, encontraríamos varios mas. Estos vacíos son debidos, pues, a que aquí nos faltan elementos por descubrir, elementos cuyas propiedades podremos deducir del lugar que ocuparían en nuestro sistema *i el cual conocemos*. Así el primero de los 2 elementos que nos faltan en la tabla recién espuesta deberá tener: peso atómico aproximativamente=68, peso específico aproximativamente=6, volumen atómico aproximativamente=11,5; i en cuanto a sus propiedades i analogías físicas i químicas ocupará un lugar intermedio entre el zinc i el segundo que falta en nuestra tabla por una parte, i entre aluminio e *Indio* por otra parte, formará como este último un sesquióxido, etc.

Tales eran las pronosticaciones de Mendelejeff acerca de la naturaleza de este elemento, *i estas pronosticaciones se han verificado*

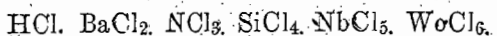
de una manera espléndida al descubrirse recientemente el Galio por Lecoq de Boisbaudran, pues este elemento tiene por peso atómico 69,8, por peso específico 5,9 i en consecuencia 11,8 por volumen atómico i sus propiedades son las pronosticadas por Mendeleeff!

El sistema natural de clasificación de los elementos nos puede servir igualmente para corregir los pesos atómicos de elementos insuficientemente estudiados. Un ejemplo nos ha ofrecido el molibdeno. Algunos químicos tomaban 96, otros 92 por su peso atómico. Este último número no es el que el sistema exige, pues entonces el molibdeno vendría a quedar ántes del niobio i junto con elementos con los cuales no presenta analogía. Las recientes determinaciones del peso atómico del Molibdeno han probado que es 96. A consideraciones análogas han dado lugar el urano, el osmio i teluro.

El sistema natural de clasificación de los elementos fundado en la magnitud del peso atómico está, sin duda alguna, llamado a formar una vez *la base del estudio de la afinidad química; conducirá a un sistema de la Química inorgánica, que se asemejará mucho al hoy día ya perfeccionado sistema de las combinaciones orgánicas.*

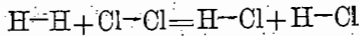
Ciertas analogías que ha hecho encontrar, sin este sistema jamás lo habrían sido; porque ¿a quién se le hubiera ocurrido a encontrar analogías entre el oxígeno i el cromo, entre sodio i cobre, entre cloro i manganeso, etc? Pero mucho ménos se habria llegado a suponer que un día se llegarían a pronosticar propiedades físicas i químicas de elementos aun no descubiertos!

El último objeto de nuestras reflexiones sobre elementos, por ser igualmente producto de la química moderna, formará el *valor químico, la valencia, atomicidad* de los átomos elementales. Así se designa la capacidad relativa de combinación, *o facultad combinatoria*, de los átomos elementales i de grupos atómicos compuestos (radicales) con respecto a otros átomos. Comparando los seis cloruros:



vemos que la cantidad de átomos de cloro que pueden atraer i ligar a sí el hidrógeno, el bario, el azoe, el silicio, el niobo i el tungsteno es desigual; que, si tomamos el valor químico del hidrógeno o del cloro como-unidad, el bario sería *bivalente*, el azoe *trivalente*, el silicio *cuadrivalente*, etc. Se ha convenido elejir el hidrógeno como unidad para determinar el valor químico de los átomos elementa-

les. Sabemos que en su molécula $H-H$ la facultad combinativa o valencia de los dos átomos está suspendida o neutralizada entre ellos mismos. Como molécula no puede combinarse con otros cuerpos, pues antes de obrar químicamente, tiene que tener lugar un fraccionamiento o ruptura de la molécula: solo así los átomos elementales recobran el poder de entrar en combinacion. Así, obrando la molécula del hidrógeno sobre la del cloro,



los átomos cambiarán de lugar, formándose 2 moléculas de ácido clorhídrico, en las cuales a su vez la valencia de un átomo de hidrógeno se halla saturada por la de un átomo de cloro. Un átomo de hidrógeno no es capaz de ligar a sí mas de un átomo de cloro i vice-versa, donde en una combinacion hidrógeno es sustituido por cloro, *por cada átomo del uno entrará uno del otro*, nunca mas i nunca ménos. El valor químico del cloro, es pues, igual al del hidrógeno, *es monovalente*. Otros ejemplos de elementos monovalentes son: *brómo, iodo, fluor, potasio, sodio, litio*, etc.; bivalentes son: *oxígeno, azufre selenio, bario, calcio*, etc.; trivalentes el *boró, bismuto*; cudrivalentes el *carbono i silicio*; quintivalentes el *arsénico i antimonio*; hexavalentes el *urano i molibdeno*, etc. Elementos con valor químico mayor que 6 no existen.

Conociendo el valor químico de un átomo elemental, se conocen también las diferentes clases de combinaciones que puede formar. Así, un elemento bivalente formará dos clases; la una combinándose con dos átomos monovalentes, homogéneos v. g. $H-O-H$ (agua) i $K-O-H$ (hidróxido de potasio); la otra combinándose con otro átomo igualmente bivalente v. g. $Zn=O$ (óxido de zinc).

Un átomo trivalente formará tres clases:

1.—Combinándose con 3 átomos monovalentes: $Bc \equiv Cl_3$.

2.—Combinándose con 1 átomo bivalente i 1 monovalente:



3.—Combinándose con otro elemento trivalente: $Bc \equiv N$.

Un átomo cudrivalente formará 5 clases de combinaciones, etc.

Peró éstas no son todas las combinaciones que los átomos elementales pueden formar, son estas: *solo las de constitucion química muy simple*.

Los átomos multivalentes se pueden agregar unos a otros, for-

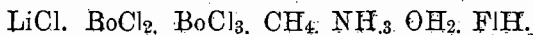
mando cadenas, de tal manera que solo una parte de sus valencias es empleada para sostener la union, i la otra para ligar otros átomos. *Todas las moléculas complicadas se forman de este modo.*

La propiedad característica para los átomos del carbono de ligarse entre sí con una ó mas de sus valencias, dando de esta manera origen a la formacion de cadenas i anillos atómicos, propiedad que poseen en un grado mucho mas alto que todos los demas átomos elementales, es la causa de la gran variedad i de la inmensidad de las combinaciones de este elemento, cuyo estudio solo constituye, en su totalidad, aquella parte de la ciencia que lleva el nombre de Química orgánica. La química orgánica es, pues, la química de las innumerables combinaciones del carbono i como el carbono es cuadrivalente, esta cuadrivalencia formará el fundamento sobre el cual las mas complicadas combinaciones se podrán construir si a éste se une la lei acerca de la sustitucion de átomos o grupos atómicos de igual valor químico.

Hemos admitido que en las moléculas de las combinaciones químicas las valencias de los átomos se hallan neutralizadas por la combinacion entre sí. Hai, sin embargo, algunas combinaciones en las cuales los valores químicos de los átomos elementales no están completamente neutralizados i que llevan el nombre de *combinaciones insaturadas*.

Esto nos obliga a suponer que, o bien las valencias de algunos átomos elementales son desiguales, es decir, que la fuerza de atraccion que presentan éstos para ligar a sí otros átomos, es desigual en sus diferentes puntos, o bien que, por la saturacion de algunas de las valencias del átomo, las restantes han sido de tal manera debilitadas, que en algunas reacciones no entran en cuenta.

Que el valor químico de los átomos elementales es igualmente una funcion periódica del peso atómico, lo vemos en el acto al comparar las combinaciones de constitucion simple de los elementos situados en nuestro sistema natural de clasificacion entre dos elementos análogos. Asi, una vista sobre la siguiente lista de los elementos comprendidos entre litio i sodio,



nos hace ver que valor químico de los elementos de esta série sube progresivamente hasta 4 i baja de allá con igual regularidad; i esto se repite en las demas séries comprendidas entre 2 elementos análogos en el sistema.

Conocemos ahora los principales puntos de vista bajo los cuales:

hoi dia se consideran los átomos elementales de la ciencia química; i siendo éstos los únicos materiales invariables, indestructibles, eternos, de los cuales se hallan formadas todas las demas sustancias variables i cuyos estados dinámicos producen todos *los fenómenos* a que éstas puedan dar lugar, junto con ellos necesariamente teníamos que conocer los fundamentos sobre los cuales basa la ciencia moderna. Es así, pues, que *en la manera como lo permitía el tratado elemental de este trabajo*, hemos satisfecho a la primera pregunta que involuntariamente se nos presentaba al recorrer el campo de la química moderna: ¿qué es un elemento químico en el actual estado de la ciencia?

En cuanto era posible hemos escludido las *combinaciones químicas* de nuestras investigaciones, i solo incidentalmente las hemos tratado cuando era indispensable para la comprension de nuestro propósito, de manera que ahora nuestra segunda pregunta será:

¿Qué es una combinacion química en el estado actual de la ciencia?

II.

COMBINACIONES QUÍMICAS.

La lei de la conservación de la energía aplicada a las combinaciones químicas, a la descomposiciones i a las descomposiciones mutuas de cuerpos compuestos.—Accion del calor.—Disociacion.—La lei de Avogadro aplicada a combinaciones disociadas.—Combinaciones saturadas e insaturadas.—Carácter químico de ámbas.—Los dos grupos principales de combinaciones: combinaciones moleculares i atómicas i dificultad de una separacion estricta.—Necesidad absoluta de las fórmulas de estructura.—Deducion de las fórmulas químicas del resultado del análisis.—Polimerismo, metamerismo.—Métodos de la determinacion de las fórmulas moleculares.—Ejemplos.—Deducion de las fórmulas de estructura por el método sintético i el analítico.—Ejemplos.—Radicales, su importancia.—Los radicales caracterizantes.—Clasificación de las combinaciones.—Cuerpos ácidos, básicos, salinos, neutros.—Composicion de los ácidos.—Su fórmula jeneral; los orgánicos.—Ejemplos de ácidos monobásicos, bibásicos, tribásicos.—Las bases, ejemplos.—Las sales, su fórmula jeneral i diferentes especies.—Los anhídridos ácidos, los anhídridos básicos i sus fórmulas jenerales.—Los ácidos polisibicos.—La *Química orgánica*.—Una separacion de la ciencia química en una parte inorgánica i otra orgánica es puramente convencional.—Orijen de la denominacion de *Química orgánica*.—Las diferentes especies de derivados orgánicos.—Carburros de hidrójeno.—Casos de metamerismo.—Series homólogas, sus caractéres.—Division de los carburros, atendiendo al metamerismo.—Las demas combinaciones: alcoholes, aldehidas i acetonas, analogías de los alcoholes; esterés i éteres, alcoholatos, derivados azoados, bases amínicas, etc.—Combinaciones de constitucion desconocida aun.

La lei fundamental de las ciencias exactas, la *lei de de la conservación de la energía*, o como tambien se llama «*la lei de la equivalencia de las fuerzas*,» nos exige considerar los fenómenos naturales como resultado de las diferentes maneras o modo de obrar de un depósito universal de fuerza o energía, invariable e indestructible, i a los átomos elementales como los últimos agentes de éste.

En virtud de esta lei, que ha sido formulada por Mayer i Helmholtz i es uno de los mas grandiosos triunfos de la ciencia mo-

derna, todo fenómeno consiste en movimiento, cuyo contenido de energía no se halla neutralizado o aniquilado despues de cesar éste, sino que al contrario *se transforma en una cantidad equivalente de otras especies de movimientos, como fuerza viva o en otro depósito de energía como fuerza de tension.*

¿Qué sucederá entonces al acercarse los átomos elementales hasta tal punto que principie a manifestarse entre ellos la fuerza de atracción química o afinidad? La fuerza de tension que les es inherente dará origen a un movimiento de los átomos en direccion a ellos mismos, movimiento que obedecerá a la lei de Newton, es decir, será acelerado. Este movimiento cesará con el acto de la combinacion; el *trabajo químico* se ha efectuado; pero la fuerza viva inherente a los átomos no puede quedar aniquilada, tomará nuevas formas de movimientos que se nos manifiestan como *calor*, como *luz*, como *corriente eléctrica*, como *trabajo mecánico*, etc. Hé aquí la razon por qué *toda combinacion química es acompañada por fenómenos físicos.*

De nuestras esposiciones se deduce que, para efectuar una descomposicion química, es decir, para separar los átomos en la molécula de una combinacion, será necesario restablecerles la fuerza de tension, lo que se conseguirá aplicándoles una cantidad de energía igual a la que era necesaria para la formacion de la combinacion i la cual se nos habia manifestado como luz, calor, electricidad, etc.: nadie ignora que *las diferentes especies de energía que llevan el nombre de luz, calor, electricidad, etc, son los agentes de las descomposiciones químicas.*

Igualmente se deduce de nuestra esposicion que, al tratarse no de una simple combinacion o descomposicion química, sino de una *descomposicion mútua* de cuerpos compuestos, la cual naturalmente debe dar por resultado la formacion de nuevas combinaciones, tendrán lugar los dos procesos contrarios, es decir:

1. Empleo de fuerza viva en forma de calor, electricidad, etc., para la separacion de los átomos en las moléculas ingredientes.

2. Manifestacion de fuerza viva en forma de luz, calor, etc., por efecto de la formacion de las moléculas resultantes de la combinacion. Como consecuencia de lo dicho, valdrá en este caso la lei de que la fuerza viva desalojada en forma de calor, electricidad, luz, es igual a la diferencia entre la fuerza viva reproducida por los productos de la descomposicion i la fuerza viva gastada en la descomposicion de los ingredientes.

Es este último el caso que jeneralmente observamos, pues ha-

biendo visto en la primera parte de este trabajo que los elementos son combinaciones de átomos, el acto de la combinacion de un elemento con otro equivaldrá al citado caso. Hé aquí entónçes la razon por qué la luz, la electricidad i el calor favorecen las combinaciones químicas en todo caso que se trate de *iniciar* una combinacion química.

Detengámonos un momento en la accion del calor sobre las combinaciones químicas, porque aquí se ligan importantes relaciones.

Un calor moderado siempre favorecerá la combinacion química por obrar contra la atraccion química, aumentando la fuerza viva del movimiento atómico i disminuyendo por consiguiente la estabilidad de las moléculas. Es así, pues, que haciendo obrar sobre ellas las moléculas de otro cuerpo, se efectuará por el ausilio del calor una reaccion química que a temperaturas mas bajas no tendria lugar. Pero si seguimos aumentándola llegaremos a una temperatura a la cual moléculas de composicion química complicada—veremos mas adelante cuáles son—se descomponen en moléculas mas simples. *Esta temperatura a la cual la fuerza viva del movimiento atómico intramolecular supera la afinidad química, se llama «temperatura de disociacion».* Para muchos cuerpos la temperatura de su formacion i aquella de su descomposicion no se hallan estrictamente separadas, de manera que bajo las mismas condiciones que las moléculas complicadas se descomponen en otras mas simples, pueden ser rejeneradas por las últimas. En estos casos la descomposicion alcanzará su límite constante para cada temperatura i presion dada, pues tan pronto como en el mismo tiempo se descompone un número de moléculas igual al que se recompone, se establecerá un estado de equilibrio entre las moléculas primitivas i las mas simples que se han formado por la descomposicion de éstas. A este modo de descomposicion química se ha llamado *disociacion*.

La temperatura a la cual principia la disociacion i aquella a la cual es completa, es decir, a la cual la totalidad de las moléculas se halla descompuesta, distan mucho una de otra para algunos cuerpos. El cuerpo llamado mui impropriamente *ácido hiponitrico*—pues no es ácido—tiene a temperaturas inferiores a 10° un peso molecular correspondiente a la fórmula $N_2 O_4$, al subir la temperatura del límite citado, principia ya la disociacion de la molécula $N_2 O_4$ en $2NO_2$, sin que ésta termine ántes de llegar la temperatura a 150° , miéntras que el tetracloruro de azufre SCl_4 se principia a disociar a -20° en SCl_2 i Cl_2 siendo que a $+8^{\circ}$ su disociacion ya ha terminado.

La grande i merecida importancia que se ha dado al fenómeno de la disociacion la comprenderemos al preguntarnos en qué relacion quedará con la lei de Avogadro. Esta lei fundamental de la química nos decia: los volúmenes moleculares son iguales para todas las combinaciones, o en otras palabras: en volúmenes iguales de los mas diferentes gases hai igual número de moléculas; deduciamos de ella que se encontraba el peso molecular de una combinacion multiplicando el peso específico de su vapor por la cantidad constante 28.9. Pero, puesto que *esta aplicacion de la lei de Avogadro supone una transformacion de las combinaciones al estado gaseoso sin descomposicion*, es claro que no se podrá hacer uso de ella para deducir el peso molecular de aquellas combinaciones que presentan el fenómeno de la disociacion a las temperaturas a las cuales se determina la densidad de sus vapores. El valor de esta densidad se encontrará menor, *pues aumentándose por efecto de la disociacion el número de moléculas para una misma cantidad de materia, se producirá un aumento de volumen*. Repetimos que esto naturalmente solo valdrá entre ciertos límites de temperatura i presion, los límites *de la duracion de la disociacion*. Una vez terminada ésta, es decir, una vez que la totalidad de las moléculas primitivas se halla descompuesta por la separacion de cada molécula en a moléculas mas simples, la densidad d se ha disminuido en $\frac{1}{a}$ de la sustancia primitiva, cuyo peso molecular era m ; i d será entonces
$$d = \frac{m}{28,9 \times a}$$
 Al bajar otra vez la temperatura, puede tener lugar una *recombinacion* de las moléculas resultantes de la disociacion i formacion de la combinacion primitiva, cuya *densidad aparente* en realidad no era sino la densidad de una mezcla de los productos de descomposicion. Es éste, pues, el caso de las *densidades anormales*, que en su tiempo tauto ajitaba los ánimos de los químicos, muchos de los cuales hasta llegaban a ver aquí «las pruebas evidentes de la nulidad de la lei de Avogadro.» Pero una vez conocida la esplicacion de estas densidades anormales, esta misma lei nos dará el medio de decidir si una combinacion es o nó susceptible de una transformacion al estado gaseoso *como tal*, por *acusarlo segun ella* la constancia i variacion del valor de d , siendo que ella le exige el valor de $d = \frac{m}{28,9}$.

Hemos encontrado aquí, pues, otra mui importante aplicacion de la lei de Avogadro.

Aquellas combinaciones que no son susceptibles de una trans-

formacion al estado gaseoso sin descomposicion o que al estado gaseoso presentan el fenómeno de la disociacion no deberian llamarse volátiles sino *volatilizables*; mientras que la denominacion de *volátil* solo debia aplicarse a aquellas combinaciones que *existen como tales al estado gaseoso*.

A doptando esta denominacion, ejemplos de combinaciones volatilizables serian, fuera de los ejemplos ya citados: el cloruro de amonio NH_4Cl ; el cloruro de fosfonio PH_4Cl , ioduro de fosfonio PH_4Jo , el carbaminato de amonio $\text{CO} \begin{array}{c} \text{—ONH}_4 \\ \text{—NH}_2 \end{array}$ etc., combina-

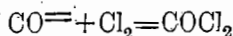
ciones de las cuales por *análisis difusivo* se deja comprobar que, terminada la disociacion, no se encuentran como tales al estado gaseoso sino como: $\text{NH}_3 + \text{HCl}$, $\text{PH}_2 + \text{HCl}$, $\text{PH}_3 + \text{HJo}$, $2\text{NH}_3 + \text{CO}_2$,

Pasemos ahora a estudiar los caracteres jenerales de las combinaciones i las diferentes especies de éstas.

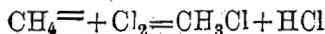
Con este objeto acórdémonos de lo que habíamos dicho al hablar de la cuantivalencia atómica. Habíamos entendido bajo esta denominacion la facultad de los átomos elementales de ligar a sí un número determinado de átomos monovalentes o de sustituirlos en combinaciones químicas. El hecho de no hallarse a veces completamente saturadas las valencias de un átomo en una combinacion, no altera en nada el significado de nuestra definicion: sucederá en casos que las condiciones para saturarlas completamente no le son dadas. Pero es evidente que esta definicion le exige entonces una propiedad característica a toda combinacion no saturada: la tendencia de transformarse en una combinacion saturada tan pronto como encuentre las condiciones para hacerlo. Efectivamente *las combinaciones no saturadas están caracterizadas por su gran tendencia de transformarse en combinaciones saturadas absorbiendo el número de átomos correspondiente a las valencias libres*. Esta es la razon por qué jeneralmente se combinan *directamente* con moléculas elementales. Las combinaciones saturadas, *en las cuales ya no quedan libre mas puntos de atraccion para átomos ajenos* por hallarse saturadas las valencias atómicas, naturalmente deben portarse de una manera bien distinta: *no pueden dar lugar a una reacción química sin que al propio tiempo tenga lugar una sustitucion*, la cual se efectuará segun la lei acerca de la sustitucion de cantidades químicamente equivalentes.

Así el óxido de carbono $\text{CO} =$ la única combinacion del carbono que estamos obligados a considerar como insaturada, (pues de las cuatro valencias del carbono, en esta combinacion dos quedan li-

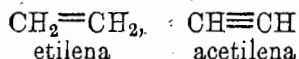
bres) se combina directamente con la molécula del cloro Cl_2 :



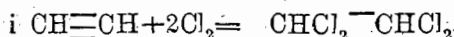
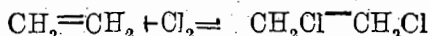
miéntas que el metano, combinación que por su alta importancia para esta ciencia conoceremos al tratar de la química orgánica, da con el cloro:



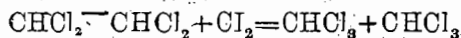
Combinaciones insaturadas en el verdadero sentido de la palabra existen muy pocas; pero se han señalado igualmente con el atributo de *insaturadas* las innumerables combinaciones en las cuales dos o mas átomos multivalentes se unen con algunas de sus valencias entre sí i que solo con el resto de éstas ligan átomos ajenos, v. g.:



En el primer caso se unen los dos átomos de carbono con 2, en el segundo con 3 de sus valencias. Las combinaciones de esta naturaleza tendrán de comun con las verdaderas combinaciones insaturadas la propiedad de combinarse directamente con los elementos; i, si bien podrá ocurrir el caso que la afinidad de éstos no supere la fuerza de union de los átomos multivalentes entre sí, es decir no alcance a destruirla, bajo ciertas circunstancias siempre serán susceptibles de absorber el número de átomos ajenos suficiente para suspender las uniones dobles, triples, etc., con solo dejar la simple que es indispensable para el sosten de la combinación, i la cual no podrá destruirse sin traer por consecuencia un fraccionamiento de la molécula. El cloro, v. g., dará las combinaciones citadas:



Las moléculas resultantes son saturadas, puesto que no puede entrar mas cloro en ellas sino reemplazando hidrójeno: de otra manera tendria que verificarse un fraccionamiento de la molécula en este sentido:



i lo que en realidad no sucede.

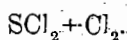
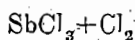
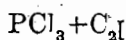
Ambas especies de combinaciones, saturadas e insaturadas, for-

man el primero de los 2 grupos principales en que se dividen las combinaciones químicas; el de las *combinaciones atómicas*. Como lo hemos visto, *en estas combinaciones los átomos elementales se hallan sostenidos por la saturación mútua de sus valencias*. Son las combinaciones mas importantes i las mas numerosas.

Un segundo grupo principal de combinaciones forman las *combinaciones moléculares*. Este grupo comprende los compuestos que resultan de la union de *moléculas* químicas, de manera que su *sosten no se verifica por la saturación de las valencias de los átomos que constituyen las moléculas, sino por la atracción mútua de éstas*.

Estas combinaciones están caracterizadas por propiedades que prueban una mui débil fuerza de atracción entre sus moléculas constituyentes: son mui poco estables i ninguna es capaz de una transformacion al estado gaseoso sin descomposicion. Aquí pertenecen todas las combinaciones con agua de cristalización, las sales como el cloruro de bario hidratado $BaCl_2 \cdot 2H_2O$, el cloruro de calcio alcoholado $CaCl_2 \cdot 3C_2H_5OH$, etc.

En el grupo de las combinaciones moleculares deberá colocarse tambien una gran parte de las combinaciones en las cuales un átomo funciona con un número de valencias mayor que el que le corresponde, por cuya razon se podrian llamar mui bien *sobresaturadas*. Estas tampoco son susceptibles de una transformacion al estado gaseoso sin descomposicion. Son principalmente ellas las que presentan el fenómeno de disociacion. Así, el pentacloruro de fósforo, el pentacloruro de antimonio, i la combinacion ya citada al hablar de la disociacion, el tetracloruro de azufre, deberán considerarse como combinaciones moleculares de:



puesto que en ellas el elemento multivalente funciona con dos valencias mas que las que le corresponden, son poco estables i no existen al estado gaseoso sino disociadas.

Peró, si siguiendo igual lójica, quisiéramos colocar entre las combinaciones moleculares el cloruro de amonio o las demas combinaciones citadas anteriormente, por funcionar en ellas igualmente el azoe como equivalente, i por no existir éstas el estado gaseoso sin descomposicion, no podríamos ménos de deplorar los resultados de esta lójica tan justa como consecuente; pues el que conoce los caractéres de tales combinaciones, el que tiene presentes los centenares de combinaciones orgánicas de constitucion análoga i

en las cuales el azoe igualmente funciona con cinco valencias, a nuestro parecer no vacilará un instante en considerarlas como bien caracterizadas combinaciones atómicas.

Esto para hacer ver cuán difícil es querer establecer en ciertos casos una separación estricta entre combinación atómica i molecular, por muy fundamental i muy marcada que sea por lo demás la diferencia entre ambas; i que si se quisiera establecerla, para ser consecuente, se deberian sacrificar como atómicas fuera de las combinaciones amoniacales i sus numerosos derivados orgánicos, el grupo de las carbilaminas, algunas combinaciones de fósforo quintivalente, etc.

Nosotros—que al hablar de la cuantivalencia atómica admitíamos acerca del cambio experimentado a veces por la valencia, una explicación según la cual la fuerza de atracción que presentan todos los átomos elementales en sus diferentes puntos para ligar así átomos ajenos es *desigualmente enérgica para algunos de ellos*, o bien que por la saturación de algunas de las valencias las demás se hallan de tal manera debilitadas que en algunas reacciones no entran en cuenta,—consideraremos las combinaciones sobresaturadas precisamente como aquellas combinaciones atómicas en las cuales aun entran en cuenta los puntos de atracción débiles; la razón de la estabilidad relativamente pequeña de estas combinaciones; i comprenderemos entonces por qué en todo caso será difícil decidir hasta qué punto una combinación se ha de considerar como sobresaturada i como molecular.

Es entonces fácil comprender que aquí ha de existir una gran diverjencia en las ideas de los distintos químicos; i como el detenernos en consideraciones teóricas nos llevaria muy lejos del objeto de este trabajo, destinado solo a dar una idea elemental de lo que es la química moderna, nos limitaremos solo a *citar* un hecho, que naturalmente debe contribuir a aumentar esta diverjencia: el no hallarse los químicos aun de acuerdo sobre la cuantivalencia atómica.

Si resumimos lo dicho, nosotros interpretábamos la valencia como *la facultad de los átomos elementales de ligar así una cantidad determinada de átomos monovalentes en sus combinaciones estables al estado gaseoso o de sustituirlos en las combinaciones. Según nuestra definición, la valencia de un átomo elemental es una magnitud constante, expresando la capacidad de saturación una propiedad tan invariable como lo es el peso relativo de éste, i como hasta ahora jamás ha habido un motivo que hubiera hablado en contra*

de la invariabilidad absoluta de las magnitudes fundamentales de la ciencia química.

Esta manera de interpretar la cuantivalencia atómica es la mas generalmente admitida entre los químicos, i es defendida por las primeras autoridades en esta ciencia. Por este motivo i por ser la mas consecuente, por favorecer mejor la esplicacion de las composiciones i los procesos químicos i por dejar ménos libertad a apreciaciones diversas, ha sido la única teoría que hemos considerado i la cual nos servirá en adelante.

Esta division de las combinaciones, i consideraciones de la naturaleza como las hemos hecho, nos prueban que la química hoy ya no se contenta simplemente con las fórmulas empíricas de las combinaciones,— i por razones que luego espondremos,— esta ciencia ni puede aun contentarse con las fórmulas moleculares, o sea, aquellas fórmulas que nos representan la composicion atómica de una molécula de las combinaciones químicas. *Fundándose en la cuantivalencia atómica*, trata de deducir de las propiedades de las combinaciones, de su oríjen i modo de formacion, de sus reacciones i modos de descomposicion, *su constitucion*, es decir, el modo de agrupamiento de los átomos elementales en las moléculas. Una fórmula química que nos represente gráficamente la manera como los átomos se agrupan por medio de sus valencias para formar una molécula, se llama *fórmula de estructura*. La importancia de estas, las razones de su necesidad absoluta nos saltan a la vista si acompañamos una vez al químico en el camino que lo guía a descubrir una combinacion, caracterizarla i determinarla como tal i cerciorarse de una manera inequívoca de su existencia individual, pues la cuestion si se trata de una sola combinacion o de una mezcla de combinaciones, es un problema a veces tan difícil resolver, que en este sentido se han cometido errores fundamentales en nuestra ciencia, sobre todo en la química orgánica, i en tiempos que precedian al reciente inmenso trastorno que ha experimentado la ciencia química.

Lo primero a que se deberá atender si se trata de deducir de composicion obtenida por el análisis la fórmula química de una combinacion cualquiera, será determinar la relacion en que los átomos se combinan para formarla, i para esto bastará dividir las cantidades en por cientos por los pesos atómicos de los elementos correspondientes. La relacion de los cuocientes así obtenidos, nos da inmediatamente la relacion en que los átomos elementales están contenidos en la combinacion i obtendremos así la fórmula

empírica mas simple para el cuerpo. Para convencernos de la insuficiencia de tal fórmula, basta tener presente las consideraciones que hacíamos al hablar de los pesos moleculares i atómicos. Aparte de dejarnos estas fórmulas en duda si se han de duplicar, triplicar, si deben tomarse cuatro i mas veces mayor para que nos presenten el peso de una molécula, hai que tomar en cuenta:

1º Que hai un número mui crecido de combinaciones bien distintas en su propiedades físicas i químicas que tienen igual composicion en por cientos. Tales composiciones se llaman *poliméricas*; i

2º Que hai aun un gran número de combinaciones que, ademas de tener igual composicion en por cientos, tienen igual peso molecular, i que solo se distinguen en la manera como se hallan los átomos agrupados para formar las moléculas, es decir, en la estructura química. Tales combinaciones se llaman *metaméricas*. Ambos casos en que combinaciones física i químicamente distintas contienen los mismos átomos i en las mismas proporciones se han comprendido juntos también bajo el nombre de *isomerismo*.

Lo espuesto nos convencerá, pues, de la necesidad no solo de determinar el peso molecular, sino tambien la estructura química de las combinaciones, si queremos evitar equivocaciones con combinaciones isoméricas, ya sean poliméricas, ya metaméricas.

La aplicacion de la lei de Avogadro para la terminacion de lo, pesos moleculares nos es conocida. Siendo una lei sin escepciones es nuestro medio mas seguro de determinacion. La ecuacion

$$m = d \times 28,9$$

nos dará en todo caso el peso molecular de combinaciones transformables al estado gaseoso sin descomposicion, e igualmente nos es conocido que para casos de disociacion, una vez terminada ésta vale la ecuacion $d = \frac{m}{28,9 \times a}$

En casos en que la lei de Avogadro no es de ninguna manera aplicable, la lei de Neumann: *para cuerpos de composicion química análoga, los calores específicos son inversamente proporcionales a las cantidades espresadas por la fórmula*, i la lei de Canizarro-Garnier: *para combinaciones compuestas segun una relacion determinada de pesos atómicos, el calor molecular comparado con el calor atómico de los elementos, es tantas veces mayor cuantos átomos elementales funcionan en la fórmula*,—son, aunque ámbas leyes tienen excepciones, medios valiosos para la determinacion i comprobacion de pesos moleculares. Limitándonos solo a mencionarlas como tales, añadiremos que las mui interesantes regularidades que el eminente

te sabio H. Kopp en Heidelberg, tan conocido por sus notables investigaciones en el campo de la química teórica, ha recientemente espuesto en su trabajo sobre los volúmenes moleculares de los cuerpos sólidos i líquidos, investigaciones aun no terminadas, están probablemente llamadas a desempeñar un importante papel en la determinacion i comprobacion de los pesos moleculares.

En un gran número de casos las analogías químicas no pueden servir igualmente para deducir las fórmulas moleculares. Sobre todo si la combinacion pertenece al reino de la química inorgánica, en donde siempre se trata de combinaciones relativamente simples, hai poco que temer casos de polimeria, i caso de metameria naturalmente mucho ménos aun. No así si la combinacion es orgánica; a causa de la inmensa variacion de las combinaciones de un mismo elemento, los casos de polimeria e isomeria son aquí la regla, lo que tanto complica el análisis orgánico, que no podemos dar un paso en nuestras investigaciones sin tomarlas en cuenta.

Si se trata de deducir el peso molecular de un cuerpo de sus analogías químicas, la última cantidad indivisible que toma parte en reacciones químicas en él i *otro cuerpo cuyo peso molecular es conocido con seguridad absoluta* nos lo da. El peso molecular de un ácido se determinará entónces por su basicidad, el de una base por su acidad comparativa, etc.

Para mejor comprension de lo espuesto, propongamos determinar la fórmula molecular del ácido acético, v. g. Hemos encontrado por el análisis elemental para este cuerpo una composicion de

40 % de Carbon
6 67 » de Hidrójeno
53 3 » de Oxtjeno

Dividiendo las cantidades en por ciento por los pesos atómicos correspondientes, encontraremos por la comparacion de los cuocientes una relacion atómica de 3,3 : 6,67 : 3,33 o bien de 1 : 2 : 1, lo que daria por fórmula mas simple CH_2O . Pero se comprende que con igual razon podríamos adoptar una fórmula $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}^2$, $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4$, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ etc. sin que nada se alterara en la composicion en por cientos Pero habiéndose encontrado=2,07 el peso específico del vapor del ácido acético, tendríamos, aplicando la lei de Avogadro:

$$m=2,07 \times 28,9=60$$

por peso molecular del ácido acético, peso molecular que corresponde a la fórmula $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

También podríamos determinar en este caso el peso molecular del ácido por su basicidad. Sabiendo que una molécula de ácido acético sustituye, para formar una sal neutra, un átomo de hidrógeno por un átomo de un metal monovalente (es decir, es ácido monobásico), no tendremos más que determinar la cantidad del metal en una de las sales del ácido acético. Encontraremos, vr. gr., por el análisis que 0,412 grs. de acetato de plata dejan después de su combustión un residuo de plata metálica que pesa 0,2665 grs.; lo que corresponde a una cantidad de 64,7 en por cientos. Habrá entonces en 100 partes de acetato de plata:

35,3 de sustancia orgánica
64,7 de plata.

El peso molecular de la sustancia orgánica en el acetato de plata se nos dará entonces por la ecuación:

$$64,7 : 353 = 108 : X$$

$$X = 59.$$

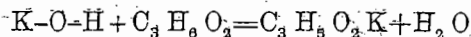
(108 = peso atómico de la plata)

Como el ácido acético en estado libre contiene un átomo más de hidrógeno, su peso molecular es 60 y la fórmula C_2H_4O vale para este cuerpo.

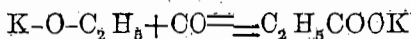
Habiéndose establecido la fórmula molecular de una combinación por uno de los medios citados, nos quedará determinar la fórmula que nos represente su estructura molecular. Dos son los caminos que nos guían a determinar la constitución de una combinación: el *método analítico* y el *método sintético*.

El primero consiste en descomponer la combinación por medio de reacciones cuya naturaleza nos es conocida con seguridad absoluta, en combinaciones más simples, sobre cuya constitución no nos cabe duda alguna; el segundo, al contrario, en construirla sintéticamente de tales combinaciones simples de una manera gradual que nos permita seguir estrictamente las diversas reacciones, con el fin de poder deducir de la manera como se verifican, la constitución buscada para el cuerpo; en uno como en otro caso la deduciremos, —siempre fundándonos en la cuantivalencia atómica, — del cambio mutuo de lugar que experimentan los átomos y aquellos grupos atómicos que hacen el papel de átomos llamados radicales, y de su nuevo modo de agrupamiento en las moléculas resultantes de la reacción.

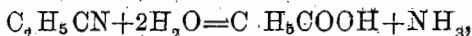
Si hubiéramos encontrado, para elegir un ejemplo el más simple posible, tres cuerpos metaméricos de la fórmula $C_3H_6O_2$ i hubiéramos encontrado que, tratados por el hidróxido de potasio, cuerpo sobre cuya constitución $K-O-H$ no nos cabe la menor duda, el uno de estos cuerpos nos da una reacción ácida, forma con el hidróxido de potasio una sal, verificándose una reacción:



i que además podemos preparar la sal de potasio del mismo cuerpo por la combinación directa del óxido de carbono $CO=$ (Combinación insaturada bivalente, como lo habíamos visto en otro lugar) con el etilato de potasio (que no es sino hidróxido de potasio en el cual el hidrógeno monovalente ha sido sustituido por el radical monovalente C_2H etilo, e. d. $K-O-C_2H_5$) según la reacción:

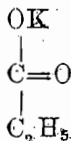


i por otra parte, por la acción del cianuro de etilo C_2H_5CN sobre el agua, según la reacción:



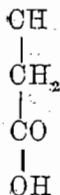
como la constitución de los reactivos: el hidróxido de potasio, el etilato de potasio, cianuro de etilo, óxido de carbono i de los productos de la reacción, el agua, el amoníaco, nos es conocida; tendremos que hacer las siguientes consideraciones:

La reacción primera nos dice que el hidrógeno del hidróxido de potasio ha sido reemplazado por el grupo atómico C_2H_5O . Este grupo debe ser monovalente, puesto que reemplaza a un átomo de hidrógeno. La reacción segunda, por otra parte, nos dice que ha entrado directamente óxido de carbono en la molécula de nuestra combinación. Esto no puede suceder de ninguna otra manera sino rompiendo la unión de los átomos o grupos atómicos monovalentes e interponiéndose con sus dos valencias entre ellos, es decir de esta manera;

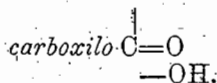


Según la ley de la cuantivalencia no hai otra explicación posible,

mas aun, como el etilato de sodio contiene el grupo etilo (cuya constitucion es $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---}$) que no puede haber entrado sino como tal en la combinacion,—sin tener necesidad siquiera de acudir a la tercera reaccion, la cual nos prueba que nuestra combinacion se ha formado por la sustitucion del N trivalente por el O bivalente i el radical monovalente ---OH (llamado hidróxilo),—queda perfectamente comprobada la constitucion para nuestro cuerpo. Es esta, pues

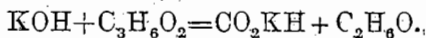


e. d. el cuerpo de que se trata es el *ácido propiónico*, que resulta de la union del radical monovalente etilo $\text{C}_2\text{H}_5\text{---}$, con el radical monovalente característico de los ácidos orgánicos, llamado



Advertiremos que una lójica mucho mas sencilla, fundada en la definicion de cuerpos ácidos i básicos nos habria llevado en este caso al mismo resultado; pero la hemos omitido por no haber aun tratado esta parte.

En cuanto a los dos cuerpos restantes de la misma fórmula $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, tratados por el hidróxido de potasio, el uno da una sal potásica, que reconoceremos por formiato de potasio, i al mismo tiempo un alcohol que nos resulta ser alcohol etílico. La reaccion que tiene lugar es

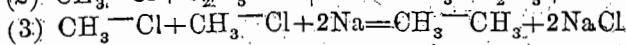
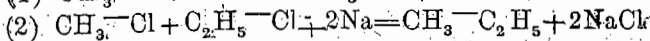
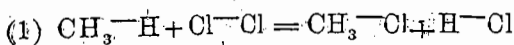


El alcohol etílico tiene por fórmula de constitucion $\text{C}_2\text{H}_5\text{---OH}$, es decir resuelta la combinacion del radical etilo con el radical hidróxilo; la fórmula de constitucion del ácido fórmico es H---COOH , es decir resuelta la combinacion del hidrógeno con el radical característico para todo ácido orgánico, el carboxilo. La reaccion nos dice, pues, que el segundo cuerpo $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2$ es el *éter fórmico* o *formiato de etilo*, cuya constitucion es $\text{H---COO---C}_2\text{H}_5$.

El tercer cuerpo $C_3H_6O_2$ da con el hidróxido de potasio ácido acético i alcohol metílico. Consideraciones completamente análogas nos llevan a la fórmula de constitución $CH_3-COOCH_3$, fórmula que representa la composición de *acetato de metilo*.

Pero no siempre llegamos tan pronto a la constitución de las combinaciones. Los ejemplos citados son de una sencillez que, a lo ménos tratándose de combinaciones orgánicas, mui rara vez se presentan. La deducción de la constitución de combinaciones cuyo gran peso molecular prueba una estructura química mui complicada, es un problema algo difícil de resolver, i sería de todos modos imposible su solución si no hubieran felizmente ciertas circunstancias que vienen en nuestro auxilio: son los caracteres químicos de aquellos grupos atómicos que se nos habían presentado ya en varias ocasiones i los cuales habíamos llamado *radicales*.

Estos grupos atómicos existen como tales, aislados en las combinaciones i en las reacciones pasan también aisladamente de una combinación a la otra, lo que prueba una fuerza de unión mui enérgica entre sus átomos constituyentes i los hace desempeñar en todas las reacciones el mismo papel que los átomos elementales, como que son, pues también, *incapaces de una existencia al estado libre*, e. d. que en el mismo momento en que son puestos en libertad de sus combinaciones, se combinan con átomos elementales, con otros radicales, o entre ellos mismos, si no encuentran ni lo uno ni lo otro con que combinarse. Ejemplos de los tres casos posibles serian las reacciones:



(Un ejemplo del último caso nos proporciona el *cianógeno*, el cual durante mucho tiempo habia sido erróneamente tomado por «radical aislado», i cuya fórmula es.



La esplicacion de estas propiedades se ha de buscar en que los radicales resultan de la saturación parcial de las valencias de un átomo multivalente, de manera de quedar insaturado un número de valencias incompatible con la lei de la atomicidad, lo que no

puede dar origen a la formación de un cuerpo capaz de existencia libre. Según el número de valencias libres, el radical toma la denominación de radical monovalente, bivalente, trivalente i equivale a un átomo monovalente, bivalente, etc.

Fuera de éstos, sus caracteres, i su constitución siempre muy simple i muy fácil de averiguar, nos ayuda en nuestras investigaciones acerca la estructura química de combinaciones de constitución complicada la circunstancia, como luego veremos muy importante, de que la entrada de ciertos radicales en las moléculas de las combinaciones químicas i su asociación con otros radicales o átomos elementales de naturaleza dada, las dota de propiedades determinadas i características para toda la serie, a veces sumamente larga, de combinaciones de constitución análoga. Así, la entrada del radical monovalente NH_2^- (llamado grupo amídico) en una combinación determina en ella un carácter básico i de manera análoga obra el radical PH_2^- (grupo fosfinico); así el radical monovalente hidróxilo OH^- , determina con su entrada según sea la naturaleza de los átomos o radicales existentes en la combinación, un carácter ácido, básico o alcohólico i debido a la completa analogía entre el oxígeno, azufre, selenio i telurio, es que los radicales SH^- (sulfurillo), SeH^- (selenio), TeH^- (telurilo), obran de la misma manera, e. d. dan origen a sulfácido, selenácidos, telurácidos o sulfobases, selenobases, etc., según la naturaleza de los radicales o átomos existentes en la combinación. El mismo radical OH^- en combinación con el radical bivalente CO^- se unen para formar el grupo monovalente $^- \text{CO}, \text{OH}$ característicos de todos los ácidos orgánicos sin excepción. El grupo NO_2^- da igual origen a una serie de combinaciones químicamente análogas i el radical bivalente CO^- enjendra según la naturaleza de los radicales o átomos con que satura sus dos valencias, 2 series de importantes combinaciones (aldehidas i acetonas).

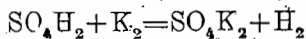
Persiguiendo atentamente la asociación de los radicales con otros grupos atómicos o átomos elementales, i las propiedades de ahí resultantes, llegaremos al resultado que estas armonías se repiten de un modo general en los millares de combinaciones, ya sean inorgánicas u orgánicas, de las cuales hasta hoy día podemos disponer para nuestras investigaciones. Toda combinación química se deja, pues, subordinar según la estructura molecular a ciertos sistemas de combinaciones químicamente, i aun físicamente análogas. Hé aquí entonces la base bien sólida de la cual partiremos para la clasificación de las combinaciones a la cual ahora pasamos.

Recorriendo el vasto campo de las combinaciones químicas, encontraremos desde luego una clase, que nos es fácil distinguir a primera vista de otras, por el sabor agrio de sus disoluciones acuosas, i por su propiedad de enrojecer la tintura de tornasol. Estos cuerpos se llaman *ácidos*. En contraposición a éstos, existe una segunda clase muy numerosa de cuerpos cuya disoluciones tienen un sabor acre,—característico para ellos i por eso llamado *básico*,—i que le restablecen el color azul al tornasol. A estos cuerpos se ha llamado *bases*. Ácidos i bases tienen ahora la tendencia de combinarse entre sí para enjendrar un tercer grupo de combinaciones llamadas muy impropriamente *sales*. En éstas los efectos de los constituyentes se hallan neutralizados, puesto que no tienen acción alguna sobre la tintura de tornasol, i tiene un sabor que no es ni ácido, ni básico (i no siempre salino). Por fin, hai un cuarto grupo de combinaciones que no son ni ácidas, ni básicas, ni salinas, llamadas *cuerpos neutros* o *indiferentes*. Se comprenderá de solo que en tales «caractéres» no se podrá fundar una clasificación científica de las combinaciones; tanto mas cuanto ellos ya nos abandonan en muchos casos en donde nos deberían servir para la distinción misma de las combinaciones, pues fuera de haber algunos ácidos sin reacción alguna sobre la tintura de tornasol, hai dos entre ellos (el ácido bórico i el ácido zircónico) que bajo ciertas circunstancias nos dan la reacción básica, un gran número de sales gozan de la propiedad de enrojecer la tintura de tornasol, otras, al contrario nos dan la reacción básica, etc.

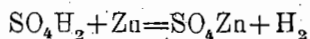
En cuanto al verdadero sentido químico de estas denominaciones, no son ellas sino los modos de espresarnos un conjunto de caractéres químicos de las combinaciones, determinado por su estructura molecular. Los ácidos los vemos formarse por la combinación de ciertos elementos que se encuentran en lugares determinados de nuestro sistema natural—son principalmente los *metales*—con hidrógeno, o con hidrógeno i oxígeno a la vez, mién que bajo las mismas condiciones otros elementos, a los cuales les corresponde igualmente un lugar determinado en el sistema natural i que son principalmente los *metales*, enjendran cuerpos básicos. Atendiendo además a que los radicales—los cuales, como sabemos hacen el papel químico de átomos elementales—pueden enjendrar, segun sea su naturaleza, igualmente las dos clases de combinaciones, i a las reacciones químicas de estos compuestos, llegaremos a los siguientes resultados:

Ácidos son aquellos compuestos químicos que contienen como ingre-

diénte característico hidrógeno, i la propiedad de sustituir un número determinado de átomos de hidrógeno por el número de átomos metálicos (o radicales que hacen el papel de éstos) que prescribe la lei de la cuantivalencia atómica. Segun la cantidad de átomos de hidrógeno sustituibles por átomos o radicales metálicos, los ácidos se dividen en monobásicos, bibásicos, tribásicos, etc. Así el ácido sulfúrico es bibásico por dar con el potasio (monovalente):

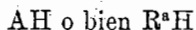


i con el zinc (bivalente):



i el ácido nítrico NO_3H es monobásico porque bajo las mismas condiciones da KNO_3 i $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, i el ácido hipofosforoso PO_2H_2 es monobásico, porque de sus tres átomos de hidrógeno solo uno es sustituible por metal.

La constitucion química de todos los ácidos sin escepcion se deja reducir a la fórmula:



donde A representa un átomo elemental (Cl, Br., I, O etc., etc.) i R^a un radical ácido (NO , —ClO , —SH , —HCOO , $\text{—CH}_3\text{—COO}$, etc. etc.) el cual aunque en la mayoría de los casos es oxigenado, puede tambien ser sulfurado, seleniado, etc., i tener a veces una constitucion mui complicada (v. g. en las combinaciones ácidas orgánicas). A i H, o bien R i H pueden ahora tambien no hallarse directamente unidos, sino que otros átomos pueden mediar la union, i entónces es casi siempre el oxígeno (a veces el azufre) el que gracias a su bivalencia, se interpone entre A o R^a i H, dando origen a ácidos de la fórmula A—O—H o R—O—H . En estos casos se habla de ácidos hidroxilados (sulfurilados, telurilados) o de ácidos que contienen el grupo hidróxilo —OH ; estos ácidos tienen la propiedad de sustituir en todo caso i con gran facilidad el hidrógeno del hidróxilo por metales o radicales metálicos. En los ácidos orgánicos ahora, no falta jamas éste grupo —OH , i a mas éste se halla unido por medio del radical bivalente CO= con R. Los ácidos orgánicos contienen, pues, en todo caso el grupo monovalente —CO—O—H llamado carboxilo, i segun el número de grupos carboxílicos que contienen, son monobásicos, bibásicos, tribásicos, etc.

e.d. sustituyen 1, 2, 3 o mas átomos de hidrójeno carboxílico por metal o radicales metálicos.

La siguiente lista que tiene algunos ácidos monobásicos, bibásicos i tribásicos de los mas variados, bastará para espener la completa analogía de sus constituciones químicas:

MONOBÁSICOS.

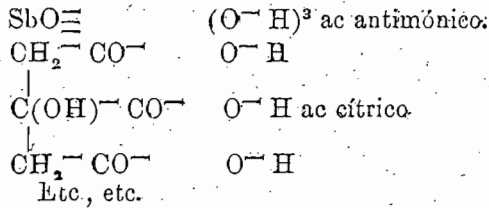
Cl	-	H	ac clorhídrico.
Br	-	H	ac bromhídrico.
CN	-	H	ac cianhídrico.
C ⁻	O ⁻	H	ac hipocloroso.
H ₃ PO ⁻	O ⁻	H	ac hipofosforoso.
NO ⁻	O ⁻	H	ac nitroso.
NO ₂ ⁻	O ⁻	H	ac nítrico.
CN ⁻	O ⁻	H	ac cianico.
CN ⁻	S ⁻	H	ac sulfocianico.
CS(NH ₂) ⁻	S ⁻	H	ac sulfocarbamínico.
H ⁻ CO ⁻	O ⁻	H	ac fórmico.
CH ₃ ⁻ CO ⁻	O ⁻	H	ac acético.
C ₄ H ₉ ⁻ CO ⁻	O ⁻	H	ac los 4 ácidos valerianicos isoméricos.
CO	O ⁻	H	ac carbónico (hipotético.)
CS	S ⁻	H	ac sulfocarbónico.
SO ₂	O ⁻	H	ac sulfuroso.
SO ₂	O ⁻	H	ac sulfúrico.
C ₅ H ₁₁ ⁻ CO ⁻	O ⁻	H	ac los 8 ácidos caprónicos isoméricos.

BIBÁSICOS.

CO ⁻	O ⁻	H	ac oxálico.
	O ⁻	H	
CO ⁻	O ⁻	H	ac malónico.
CH ₂ ⁻ CO ⁻	O ⁻	H	
CH ₂ ⁻ CO ⁻	O ⁻	H	{ los ácidos isoméricos succínico e isosuccínico.
C ₂ H ₄ ⁻ CO ⁻	O ⁻	H	
CH(OH) ⁻ CO ⁻	O ⁻	H	ac tártrico.
	O ⁻	H	
CH(OH) ⁻ CO ⁻	O ⁻	H	

TRIBÁSICOS.

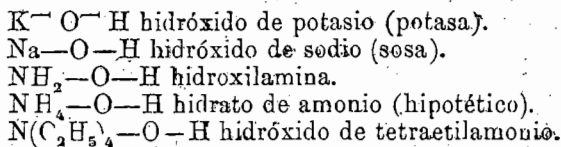
PO ≡	(O ⁻ H) ³	ac fósforico.
------	---------------------------------	---------------



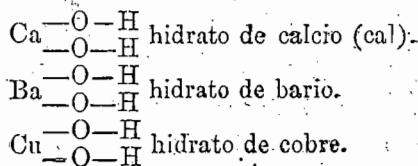
Advertirenos en este lugar, que la denominación bárbara de *ácidos anhídros*, que proviene de la antigua división de los ácidos en «oxácidos» e «hidrácidos»—una de las mas grandes inconsecuencias lógicas con que jamas se habrá castigado una ciencia—se atribuye a otra clase de combinaciones bien distintas, la cual encontraremos mui pronto, i con esto pasaremos ahora a los cuerpos básicos.

La denominacion de *bases* o de *cuerpos básicos* se atribuye a aquella categoría de cuerpos que tienen la propiedad de *combinarse con los ácidos bajo la formación simultánea de agua, para formar sales*. Contienen todos el grupo HO^- i son por eso llamados *hidratos* o *hidróxidos metálicos*. Como en el acto de la formación de sal, el hidrógeno de su hidróxilo *es sustituido por los restos ácidos* (véase mas tarde) se pueden definir tambien las *bases* como *combinaciones compuestas de un átomo o radical metálico con hidróxilo i caracterizadas por la propiedad de sustituir los átomos de hidrógeno hidroxílico por restos ácidos*. Segun el número de átomos de hidrógeno sustituibles por restos ácidos, las bases se dividen en monoácidas, biácidas, etc. Ejemplos son:

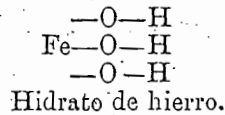
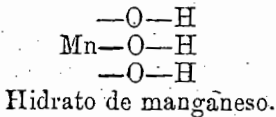
Monoácidas:



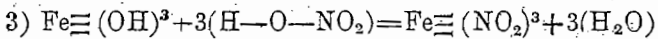
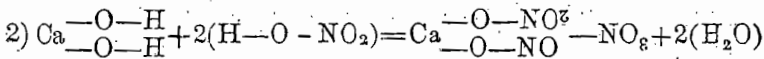
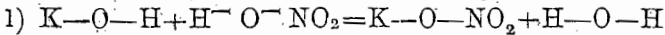
Biácidas:



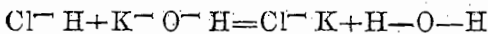
Triácidas:



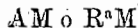
El ácido nítrico dará, v.g., con las tres clases de bases:



Las sales ahora, son los productos de la combinacion de un ácido con una base. Segun si se definan las sales como *cuerpos formados por la sustitucion del hidrójeno de los hidratos metálicos por restos ácidos* o como *cuerpos formados por la sustitucion de los átomos de hidrójeno de los ácidos por metal o radical metálico*, el oxígeno del agua, que necesariamente se ha de formar a la vez con la sal, se tendrá que considerar como procedente del hidrato o del ácido. Aunque la una como la otra definicion dicen exactamente la misma cosa, se lo considera jeneralmente procedente del hidrato, e. d., se admite jeneralmente la última definicion; i es indudablemente lo mas lójico, puesto que en la reaccion entre las bases i los ácidos *AH* no puede provenir sino de esta parte, como lo prueba la reaccion:



La fórmula jeneral para la composicion de una sal es, pues,

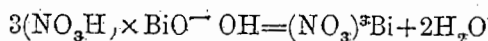
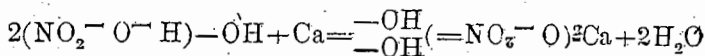


donde M nos puede representar un metal o un radical que hace las veces de éste, i A i Rⁿ nos son conocidos.

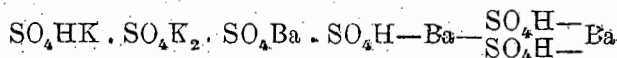
Las sales pueden ser neutras, ácidas o básicas. *Neutras* son si no queda en ellas ni hidrójeno sustituible por resto ácido ni por M; *ácidas* si queda en ellas hidrójeno sustituible por M; *básicas* si les queda hidrójeno sustituible por resto ácido.

Como los ácidos monobásicos no tienen sino un H sustituible por M, no podrán formar sino sales neutras con hidratos de meta-

les monovalentes. Pero si el metal es multivalente, para la formación de sales neutras será necesario *la cantidad de moléculas ácidas correspondiente a la multivalencia de M:*



Atendiendo a la definición de ácidos bibásicos, éstos pueden dar sal neutra i sal ácida, según si de sus 2H sustituibles solo el uno o ambos son substituidos por M, siendo M monovalente. Pero no por eso vayamos a creer que con un metal bivalente solo pueden dar sal neutra, puesto que el caso no está escluido que M^{'''} sustituya 2H en 2 moléculas del ácido. Los casos posibles nos esponen las fórmulas

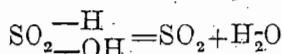
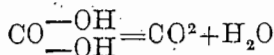


que nos representan el sulfato ácido de potasio, el sulfato neutro de potasio, el sulfato neutro de bario i el sulfato ácido de bario. Se sigue igualmente de la cuantivalencia atómica que, para que los ácidos bibásicos den con metales trivalentes sales neutras, se necesitan 3 moléculas ácidas por 2 átomos de M^{'''} v.g. $(\text{SO}_4)_3\text{Bi}_2$, que los ácidos tribásicos pueden dar tres clases de sales: biácidas, monoácidas i neutras, etc.

Consideraciones enteramente análogas que valen para las bases, las podemos omitir.

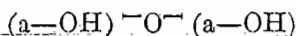
Así como los ácidos se combinan con las bases para formar sal i agua, así las moléculas ácidas i las moléculas básicas *se combinan entre ellas mismas* igualmente bajo la formación simultánea de agua. Puesto que se trata entónces de la combinación de cuerpos electro positivos i electro negativos entre sí, de una equivalencia de cuerpo electro positivo i electro negativo, hemos encontrado, pues, en las dos nuevas clases de combinaciones de ahí resultantes, uno de los muchos hechos que se hallan en contradicción formal con la teoría electro química, la cual *en su tiempo* formaba la base de aquella antigua división de las combinaciones químicas, de la cual, junto con su terrible nomenclatura i cuantos accesorios fundados en la observación i comprobación defectuosa de hechos—«un poco» mejor averiguados i estudiados en los últimos, i principalmente en los últimos *dos* decenios—saben tan admirablemente bien dar cuenta nuestros testos de «Química».....

Los cuerpos resultantes de la combinación de dos moléculas ácidas entre sí se llaman *anhidridos* o muy impropriamente «ácidos *anhidros*» puesto que *no son ácidos*, e. d., no tienen H sustituible por M, ni por consiguiente acción químicamente posible sobre M, que dé origen a la formación de sal. Por desgracia tampoco se ha tenido en todo tiempo presente en nuestra ciencia, que es justamente tan imposible averiguar «el sabor i la acción sobre la tintura de tornasol» de estos cuerpos, *sin que intervenga al propio tiempo el agua*, como lo es el decidir si un ácido—que como el ácido carbónico o el sulfuroso—tiene una gran tendencia de transformarse en su anhídrido, según una reacción análoga a la

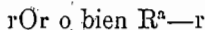


la cual vale para esos dos ácidos que solo parecen ser conocidos en sus sales i demas derivados—existe como tal o como su anhídrido *en el caso que el agua ha intervenido*.

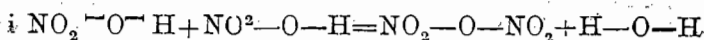
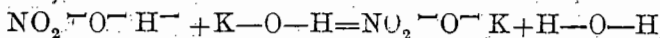
En cuanto a la formación de anhídridos, los ácidos monobásicos no podrán ser sino una clase, i la constitución de ésta se puede representar por la fórmula



e. d. que constan de dos moléculas ácidas (a) *heshidroxiladas* (ménos OH) unidas por medio del oxígeno. Si llamamos a un ácido sin su hidróxilo *resto ácido* i lo representamos por r, como (A—OH) $^-\text{O}^-$ equivale a lo que habíamos llamado radical ácido (R^a) la fórmula se puede también representar por



la cual nos dice que estos anhídridos son *sales en que M ha sido sustituido por resto ácido*. Basta comparar no mas las siguientes reacciones, para convencerse de la completa analogía de ambas clases de cuerpos:

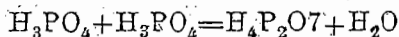


Se vé, pues, que el anhídrido del ácido nítrico es «nitrato de

nitro» (el grupo NO_2^- se llama *nitro*) completamente análogo al nitrato de potasio.

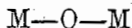
Este modo de considerar los anhídridos está conforme con todos sus caracteres químicos i sus modos de formación, pues para preparar estas combinaciones no tenemos mas que valerlos de los *cloruros de los ácidos respectivos* (cuerpos que derivan de la fórmula —Cl) i sustituir el cloro por R^* , por medio de una *reaccion típica*, la cual vale para la preparación de todos los anhídridos en jeneral, reaccion muy importante en la síntesis de las combinaciones orgánicas, i la cual permite tambien preparar los *anhídridos mistos* o sea aquellos en que los r son de distintas moléculas ácidas.

No podemos ménos de citar en este lugar una circunstancia muy importante. Los ácidos que contienen 2H ceden ya de una molécula, una molécula de agua para formar su anhídrido, i es fácil entonces comprender que pueden de esta manera formarse por la salida de agua cuerpos que ocupan un lugar intermedio entre ácido i anhídridos (piroácidos). A *estos* cuerpos podría darse el nombre de «ácidos anhídridos». Un ejemplo de ellos nos presenta el ácido pirofosfórico, formado segun

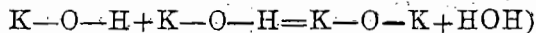


Empero, ningun ácido presenta un caso tan interesante de anhídridización parcial como el silícico. Fuera del ácido silícico normal $\text{Si}(\text{HO})_4$, existen una serie de ácidos parcialmente anhídridizados, llamados *ácidos polisilícicos*, de los cuales los principales son: el ácido disilícico, trisilícico, tetrasilícico, conocidos todos en sus sales naturales, que, como sabemos, forman la principal masa de la corteza terrestre i cuya inmensa variación en composición tiene su única explicación en la citada particularidad química del ácido silícico.

De manera completamente análoga se portan las bases. Sus anhídridos se llaman *anhídridos básicos*, mas comunmente *óxidos*. Como la fórmula de las bases era $\text{M}^+ \text{O}^- \text{H}$, la de sus anhídridos será



(Ejemplo:



Peró esta clase de cuerpos no debemos confundirla con otra muy importante que comprende combinaciones de átomos M con oxíje-

no, a los cuales *no* le corresponden hidratos capaces de formar sales, cuerpos de la fórmula jeneral



pero por lo demas, de constitucion tan variada que no cabe en nuestro propósito el tratarlos, i a las cuales pertenecen aquellos cuerpos que han sido llamados *cuerpos indiferentes*.

III.

COMBINACIONES ORGÁNICAS.

Las citadas clases principales de combinaciones químicas las encontramos tambien en el reino de los innumerables compuestos orgánicos, en donde solo toman otras denominaciones. Por lo demas es la mas completa analogía entre las combinaciones inorgánicas i las orgánicas, la cual—gracias a los prodijios que especialmente la síntesis de estas últimas por medio de las combinaciones inorgánicas i por medio de los elementos mismos, junto con la teoría de las modificaciones isoméricas han hecho en su exámen—tenemos ocasion de comprobar a cada paso al comparar las reacciones, los modos de formacion i los caracteres químicos en jeneral de ambas categorías. Teuiendo presente que, lo que en la química inorgánica son los átomos elementales, en la orgánica son los radicales carbonados, i que, si estos últimos dan a véces orijen a la formacion de cuerpos de constitucion mui complicada, esto es únicamente debido a aquella particularidad química de los átomos del carbono que hemos citado al dar la definicion de la química orgánica, particularidad química que los distingue de todos los demas átomos elementales, con talvez la única escepcion de los silícicos, la definicion a que aludimos nos dice, ademias, que si la ciencia química se divide en una parte inorgánica i una orgánica, esta division se ha establecido por razones puramente convencionales. I así es, pues, que ya desde los principios de nuestra ciencia las combinaciones del carbono se han tratado separadamente de las de los demas elementos, una vez por ser tan inmensamente numerosas, i por formarse estas combinaciones en el proceso vital del organismo animal i vejetal, haber sido en vano todo esfuerzo de construir las sintéticamente por medio de los elementos, la otra. La última circunstancia habia inducido a creer a los químicos que

estas combinaciones no podían de ninguna manera formarse por medios químicos; que solo podían nacer en el reino orgánico por influencia de una fuerza misteriosa, la *fuerza vital*, i por este motivo se las designaba con el nombre de *combinaciones orgánicas*. De ahí la denominacion de *química orgánica*, i a pesar de que nuestros métodos modernos de investigacion nos permiten preparar *artificialmente* un gran número de estas sustancias valiéndonos directamente de los elementos químicos, a pesar de que este número va creciendo de una manera rápida, siendo verdaderamente prodijiosos los adelantos que la síntesis de las combinaciones orgánicas ha hecho en los últimos años, i ser por consiguiente la existencia de una fuerza vital *inadmisible*, es esta la denominacion que aun hoy dia es la mas jeneralmente adoptada para la *química del carbono*.

Esta parte de nuestra ciencia contribuye en mucho mas alto grado aun que la química inorgánica a formar la base de la agricultura, de la fisiología, de la farmacia, industria i medicina modernas, i entre nosotros por desgracia *desconocida*, como nos deben ser en consecuencia igualmente desconocidos aquellos importantísimos ramos del saber humano que resultan de la aplicacion de la ciencia química a las doctrinas citadas: la química agrícola, la química fisiológica, la médica, etc., i aquellos que todavía tienen la sinceridad de hablar de la química orgánica como de «un ramo de la ciencia que trata del exámen de las sustancias que se producen por la acción de la *misteriosa fuerza vital* en el organismo de los vegetales i animales, etc., etc.» dan la mas evidente prueba de que no ménos misteriosos les han quedado los progresos que la ciencia *en jeneral*, i el ramo de la ciencia que tratan de desacreditar *en particular*, han hecho en los últimos decenios, contribuyendo poderosamente a comprobar la triste verdad de lo que acabamos de enunciar.

Son, sobre todo, conceptos de esta naturaleza los que mejor se prestan para darnos una exelente idea del sumo interes i de la alta importancia que sabemos dedicar a aquella de las ciencias, cuyos límites coinciden con los del mundo en que vivimos, por reaccionar dondequiera que hayan cuerpos, éstos unos sobre otros, por abarcar su reino la mayoría de los procesos que diariamente vemos pasar ante nuestros ojos, por ser la combustion de un cigarro, la combustion del aceite en nuestras lámparas, de la leña en nuestros hogares, la coccion de nuestros alimentos, la respiracion-fenómenos a cuya intelijencia únicamente llegamos con el auxilio.

de dicha ciencia por basar las mas importantes funciones de nuestro proceso vital, de aquel de las plantas, su crecer i prosperar i su relacion con el suelo en que crecen i prosperan, la formacion de nuestra corteza terrestre, una infinidad de industrias sobre leyes i procedimientos químicos! Aun prescindiendo por completo del inmenso interes particular que ofrece la ciencia química, i que no tiene análogo en ninguna otra, es tan solo el puro interes *general* que ofrece, en cuyo nombre aconsejaríamos algun poco mas de consideracion para con este ramo del saber humano, i en primera línea a los que se ven confiados con el noble i sagrado deber de propagar la palabra de la ciencia entre nuestros jóvenes compatriotas estudiantes, pues en interes de estos últimos nos sentiríamos mui dispuestos a comprobar en el caso dado algo detalladamente, que las palabras en realidad propagadas, son traducidas con mayor o menor celeridad i destreza de lo que se hallaba depositado en los anales científicos de la edad media, i aun la misma infancia de la ciencia química; que de ninguna manera están conformes a sus exigencias actuales,—siendo efectivamente lo ménos que se les pueda exigir el dejar al alumno siquiera en un estado tal a serle *inteligible* cualesquiera obra científica escrita en la actualidad sobre una materia tan indispensable como lo es, por las razones espuestas, la química!.....

Quod erat demonstrandum ya con un trabajo de la naturaleza del comprendido en fiel cumplimiento de un patriótico deber.

I al fin de este trabajo, nos llevará una rapidísima pasada por el vasto e inespugnable campo de las combinaciones orgánicas.

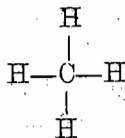
Toda combinación orgánica, hasta donde se haya podido determinar su constitucion, se deriva en última instancia:

- (1. del *metano*, o bien
- (2. de la *benzola* (benzina), o bien
- (3. resulta de una combinacion metano-benzólica.

Los cuerpos que se derivan del metano son llamados *derivados metánicos*, a veces *derivados cadenares*, o bien, aunque algo impropriamente, *cuerpos grasos*; los derivados de la benzina *derivados benzólicos*, *derivados anulares*, *cuerpos aromáticos*; por fin, los cuerpos del tercer grupo, *derivados mixtos*. No puede ahora caber en nuestro propósito el querer esponer las razones que han conducido a tales resultados, pues sin penetrar *profundamente* en la materia, siempre nos quedaria dudosa la comprension, aparte de que el gran inconveniente de no poder introducir en este lugar las fórmulas de constitucion de la segunda i tercera série de una manera

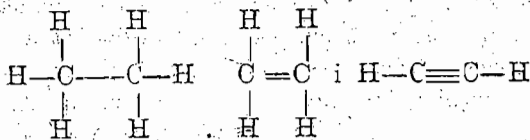
conveniente para nuestras consideraciones, nos priva de antemano de todo medio de hacerlo con algun provecho. Lo único que a nosotros nos interesa en especial, son algunas ligeras reflexiones acerca de los derivados del primer jénero, pues lo que vamos a conocer en ellos vale con modificaciones de una naturaleza completamente secundaria, para los del segundo i tercer jénero, pues son ellas las que mejor nos facilitan una vista sobre las diferentes clases de combinaciones.

El metano (hidrójeno protocarbonado, gas de los pantanos), la mas simple combinacion orgánica, tiene por fórmula:

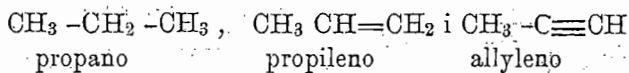


e. d. en ella el prototipo de los elementos cuadrivalentes satura sus cuatro valencias con cuatro átomos del prototipo de un elemento monovalente. Entre los numerosísimos casos de sustitucion a que puede dar lugar la lei acerca de la sustitucion de cantidades químicamente equivalentes, fijaremos en primer lugar nuestra atencion en los cuerpos que resultan de la sustitucion de 1 H por 1 radical hidrocarbonado monovalente, de 2 H por un radical hidrocarbonado bivalente, de 3 H por un radical hidrocarbonado trivalente; en jeneral: por todos los casos posibles de sustitucion de los H metánicos por radicales hidrocarbonados. Como estos radicales tienen un carácter metálico mai pronunciado, e. d. hacen las veces de átomos metálicos mono, bi, trivalentes, los cuerpos que resultan por una tal sustitucion, llamados *carburos de hidrójeno*, son análogos a los elementos metálicos del estado libre, como que hai pues tambien combinaciones R^c-M (R^c = radical hidrocarbonado), cuerpos que habíamos tocado apropósito de la determinacion de los pesos moleculares por su gran interes teórico, en virtud del cual han sido de importancia fundamental para el desarrollo de la ciencia química.

Analícemos ahora el caso en que el metano sustituye 1, 2 i 3 H por un radical hidrocarbonado mono, bi i trivalente. Esto dará origen a 3 cuerpos:



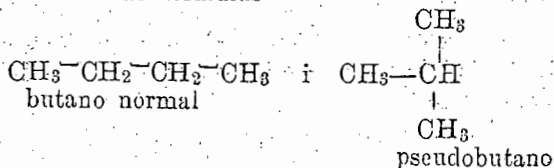
de los cuales el primero, llamado etano, es una combinacion saturada, el segundo (etileno) i tercero (acetileno) son combinaciones insaturadas. Es fácil ahora comprender que la sustitucion puede continuarse sustituyendo otra vez en cada uno de estos tres cuerpos H por CH₃, lo que daria:



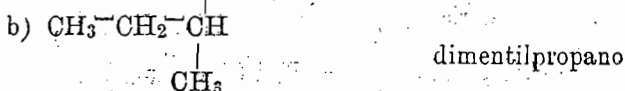
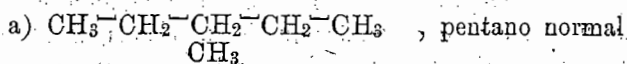
i lo que repitiéndose de un modo jeneral da origen a 3 series de carburos de las fórmulas jenerales:

$\text{C}^n \text{H}^{2n+2}$ (SÉRIE METÁNICA.)	$\text{C}^n \text{H}^{2n}$ (SÉRIE ETILÉNICA.)	$\text{C}^n \text{H}^{2n-2}$ (SÉRIE ACETILÉNICA.)
CH ₄ metano.		
C ₂ H ₆ etano.....	C ₂ H ₄ etileno.....	C ₂ H ₂ acetileno.....
C ₃ H ₈ propano.....	C ₃ H ₆ propileno.....	C ₃ H ₄ allylenos.....
C ₄ H ₁₀ butanos.....	C ₄ H ₈ butilenos.....	C ₄ H ₆ crotonilenos.....
C ₅ H ₁₂ pentanos.....	C ₅ H ₁₀ amilenos.....	C ₅ H ₈ valerilenos.....
C ₆ H ₁₄ hexanos.....	C ₆ H ₁₂ hexilenos.....	C ₆ H ₁₀ hexoilenos.....
C ₇ H ₁₆ heptanos.....	C ₇ H ₁₄ heptilenos.....	C ₇ H ₁₂ heptidenos.....
C ₈ H ₁₈ octanos.....	C ₈ H ₁₆ octilenos.....	C ₈ H ₁₄ octidenos.....
etc. etc.....	etc. etc.....	etc. etc.....

Los carburos de la primera serie desde el butano, los de la segunda i tercera desde el butileno i el allyleno los hemos pluralizado. Esto, atendiendo a los casos metaméricos. Segun la teoria del metamerismo, del butano v. g. pueden haber dos modificaciones isoméricas de las formulas



del pentano 3, a saber



Para estos cuerpos sus modificaciones isoméricas son conocidas i se han preparado sintéticamente. Pero de las 9 modificaciones isoméricas posibles del heptano solo 4 se han descubierto hasta la actualidad, i de las 18 posibles del octano solo 2 han sido estudiados mas atentamente. Para el carburo siguiente hai ya 35 metamerías posibles, para $\text{C}_{11}\text{H}_{24}$ ya 159, para $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$ 357 i para $\text{C}_{13}\text{H}_{28}$ 799, creciendo con el número de átomos de carbono los casos de isomería *segun la lei de la permutacion!*

¡I eso son solo los miembros con que *principia una* de aquellas numerosísimas series de carburos de hidrógeno!

Si tenemos ahora presente que los carburos de hidrógeno forman—aunque los hai no solo a centenares sino a millares—una parte mui insignificante de las combinaciones orgánicas, que estas isomerías se repiten en mayor escala aun en los alcoholes, los ácidos, las aldehidas, etc., etc., en las cuales las modificaciones isoméricas principian ya con un número inferior de átomos de carbono,—¿tendremos entónces, o no tendremos, justa razon para considerar el campo de las combinaciones orgánicas como vasto, inespugnable i a la teoría de las modificaciones isoméricas,— que ha abierto este campo al cultivo,—como uno de los mas grandiosos triunfos de la ciencia moderna, que no solo ha contribuido poderosísimamente a trastornar i reformar, sino que en el verdadero sentido de la palabra ha *creado* aquella ciencia, de lo cual a nosotros nos ha sido tan difícil seguir los progresos de la ciencia, no tenemos idea: puesto que estos triunfos que tan benignos han sido para el desarrollo de otras ciencias,— nos referimos solo a la fisiología ántes i despues de ellos—son productos únicamente de los últimos años?

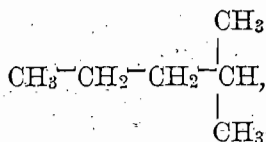
Aquellos cuerpos ahora, que como los contenidos en las 3 series

de carburos citadas, no se diferencian en su composición sino en que un plus de CH_2 o un múltiple de éste,—lo que quiere decir en otros términos por la sustitución de un H por CH_3 , por la interposición del grupo $\text{CH}_2=$ en la cadena atómica gracias a su bivalencia—se llaman *cueros homólogos* i las series formadas por ellos *series homólogas*. Su constitución tan completamente análoga es la razón de que sus caracteres químicos sean casi idénticos, i que sus físicos se vayan modificando de una manera gradual a medida que vaya aumentando su peso molecular por la entrada de CH_2 . Vale, por ejemplo, para la serie homóloga de los alcoholes, que con cada entrada de CH_2 en la molécula aumente el punto de ebullición de $19-20^\circ$, así que el alcohol amílico normal, que se diferencia del etílico por $3 \times \text{CH}_2$ en su composición, tiene un punto de ebullición igual a $3 \times 20^\circ + 78$ (punto de ebullición del etílico) $= 138^\circ$. Cosa enteramente análoga vale en cuanto a las demás propiedades físicas (punto de fusión, etc., etc.) i para todas las demás series homólogas,—las cuales encontramos naturalmente en las demás clases de combinaciones orgánicas, los ácidos, las aminas, etc., etc., puesto que ellas derivan igualmente del metano i por las mismas leyes de sustitución—*siempre que el modo de agrupamiento de los átomos de carbono sea análogo en los miembros de la serie comparados*; i esto último nos da una prueba mas brillante aun de que las propiedades físicas son funciones de la estructura química. Lo que decíamos entonces apropósito del alcohol etílico i el amílico normal, no valdrá ya comparando el primero con cualquiera de los 7 demás alcoholes amílicos, puesto que los alcoholes etílico i amílico normal tienen igual arreglo de los átomos carbónicos (ambos son formados por cadenas simples), son por consiguiente comparables, mientras que los alcoholes amílicos restantes contienen otro modo distinto de agrupamiento atómico i ya no son comparables con el etílico.

Si aplicamos lo enunciado en especial a los carburos de hidrógeno, se pueden dividir los que presentan casos de isomerías atendiendo a los diferentes modos de agrupamiento de los átomos carbónicos en:

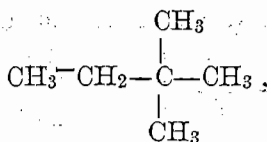
1) aquellos que contienen todos los átomos carbónicos unidos a lo sumo con 2 átomos mas de carbono, e. d. que forman cadenas simples o sea sin ramificación, ejemplo: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$) hexano normal;

2) aquellos en los cuales uno o mas átomos de carbono están unidos con 3 mas; ejemplo:



hexano etilisobutilico, i

3) aquellos en que uno o varios átomos carbónicos están unidos con 4 mas; ejemplo:



hexano trimetiletilmetánico, i (—esto *sin* escepcion)—de éstos, los de la primera categoría, llamados *carburos normales*, tienen el punto de ebullicion mas elevado, los de la tercera el mas bajo, miéntras que al propio tiempo éstos últimos tienen la tendencia mas pronunciada de adquirir el estado sólido.

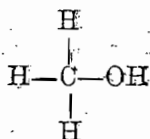
Estas regularidades que se repiten en todas las series homólogas en jeneral, tan interesantes como son teóricamente, tan importantes son tambien miradas bajo un punto de vista práctico. Basta solo el tener presente que si por ejemplo hemos descubierto en cualesquier sustancia vegetal o animal un cuerpo cuyo peso molecular hemos determinado, i el cual segun su composicion i segun sus caractéres químicos se deja clasificar entre los alcoholes, ácidos, carburos de hidrójeno o cualesquiera otra clase de los cuerpos, con solo determinar su punto de fusion, o su punto de ebullicion, nos ahorramos el largo i penoso trabajo de someterlo al método analítico para cerciorarnos a qué modificacion metamérica de un miembro de las series pertenece;

Las 3 series de carburos citadas no son ahora las únicas que existen. Si nos hemos detenido algo en ellas ha sido para dar a conocer en este lugar las consideraciones que a cada paso tenemos que tener presente, tratándose de combinaciones orgánicas; atendiendo al objeto de este trabajo, i ya que para las restantes series hidrocarbunadas valen las mismas consideraciones, podemos omitir su exámen i pasar directamente al de los demas productos de sustitucion del metano, los cuales podremos absolver de una manera mas breve aun.

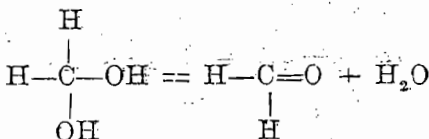
Pasemos en primer lugar al caso en que el metano sustituye i o varios H por la cantidad correspondiente de grupos hidroxílicos OH⁻. Los productos de sustitucion hidroxílica de los carburos

de hidrógeno son las combinaciones mas importantes de la química orgánica; son de importancia igualmente alta en el proceso vital de animal i vegetal, como en la industria, i al químico le sirven de material para preparar, sea directamente, sea indirectamente, todos los demas derivados.

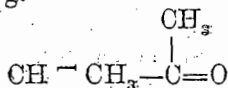
Sustituyéndose en el metano—i lo que vale para él es natural que ha de valer para los demas carburos de hidrógeno—un átomo de hidrógeno por un grupo hidroxílico se forma un *alcohol*.



Sustituyéndose en los carburos 2 H por 2 OH, sucede que si esta situacion tiene lugar al lado del mismo átomo de carbono (lo que en el metano no puede suceder de otra manera, puesto que no tiene sino un átomo de carbono) sale una molécula de agua, i el vacío formado por su salida, lo viene ocupar, en virtud de su bivalencia, el oxígeno restante, segun:



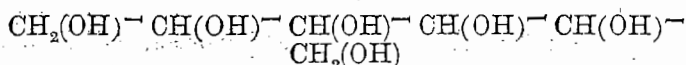
Los cuerpos así formados se llaman *aldehidas*; i *ketonas* o *acetonas* si son 2 radicales hidrocarbonados los que se hallan unidos por medio de $\text{CO}=\text{}$ v. g.



acetona etilmetilica.

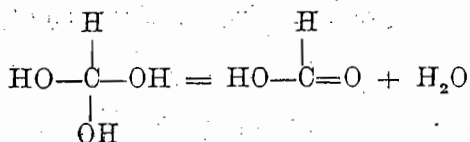
Ambas clases de cuerpos, cuyos análogos en química inorgánica son en muy corto número i no ofrecen importancia alguna, forman una parte tan considerable como importante de las combinaciones orgánicas, siendo v. g. los aldehidas del hexano aquellos cuerpos que nos son mas conocidos bajo el nombre de *azúcar*, *hidratos de carbono*.

Pero es claro que en los homólogos del metano la sustitucion de 1 H por OH se puede tambien efectuar en diversos átomos de carbono, lo que dará origen a alcoholes plurihidroxilados (alcoholes bi, tri, etc.—ácidos). Como ejemplo de éstos citaremos la manita, alcohol hexácido o hexahidroxilado de la fórmula



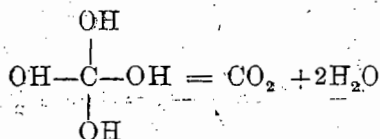
i la glicerina, alcohol triácido de la fórmula $\text{CH}_2(\text{OH})-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2(\text{OH})$.

Sustituyéndose ahora en el metano o sus homólogos 3 H por 3 OH, sale igualmente una molécula de agua, i se forma una combinación que en vez de los 3 grupos OH tiene el grupo $-\text{O}-\text{OH}$:



Estos cuerpos se llaman *ácidos orgánicos* i los hemos citado ya al hablar de los ácidos en jeneral.

El cuarto átomo de H solo en el metano puede ser sustituido por OH, puesto que en sus homólogos no existe, e. d. se halla reemplazado por los radicales hidrocarbonados; en este caso salen 2 moléculas de agua segun



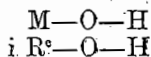
i lo que no da lugar a nuevos derivados.

Detengámonos un instante en los alcoholes. Su fórmula jeneral será, segun lo espuesto,



Donde R° nos representa un radical hidrocarbonado cualquiera (metilo, etilo, propilo, etc., etc.). Ahora bien: hemos dicho que los radicales hidrocarbonados hacen el mismo papel químico que los átomos metálicos.

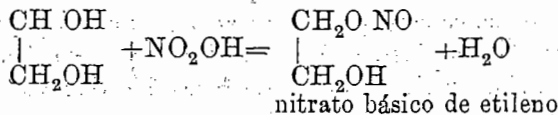
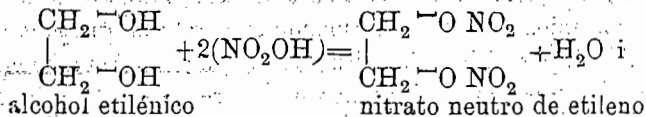
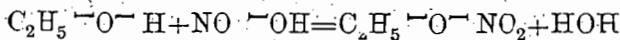
Puesto que las combinaciones de estos últimos son los cuerpos básicos, los alcoholes serán entonces tambien cuerpos básicos, atendiendo a la completa analogía de las fórmulas jenerales:



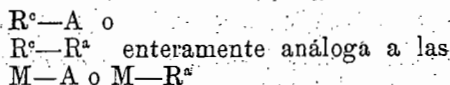
I efectivamente, los alcoholes se combinan con los ácidos bajo la formación de sal i agua exactamente como lo habíamos visto a propósito de las sales; formarán sales neutras, o básicas o ácidas

segun sean alcoholes monoácidos, biácidos, triácidos (e. d. segun si tengan 1, 2, 3 o mas grupos hidroxílicos unidos a R.^o) i el ácido sea al mismo tiempo mono, bi, tribásico, etc.

Ejemplós:



La fórmula jeneral de estas sales, llamadas en química orgánica *ésteres compuestos* o *ésteres* (para distinguirlos de otra clase que lleva el nombre de éteres), es, pues,



La analogía vá mas léjos aun. Así como 2 moléculas básicas se combinaban bajo la eliminación de agua para formar *anhidridos básicos* (óxidos) de la forma $M-O-M$, los alcoholes se combinan tambien bajo eliminación de agua para formar *anhidridos alcóhólicos*, cuerpos de la fórmula R^o-O-R^o , que se llaman *éteres*, enteramente análogos a los óxidos; i hasta hai combinaciones de la fórmula jeneral R^o-O-M , que son, pues, una *mezcla de óxido i alcohol*, así como hai óxidos mistos i así como hai alcoholes mistos (así se llaman alcoholes u óxidos en que el O une dos radicales hidrocarbonados distintos, o 2 átomos metálicos distintos $C_2H_5-O-CH_3$ i $K-O-Na$ por ejemplo).

Estos cuerpos R^o-O-M llevan el nombre de *alcoholatos*.

Tanto los ésteres, cuanto los éteres i los alcoholatos forman importantes clases de combinaciones orgánicas, i no debemos olvidar que el azufre, tan completamente análogo en sus caractéres químicos al oxígeno, forma, reemplazando a éste, cuerpos de la fórmula R^o-S-H , R^o-S-R^o , etc, análogos a los alcoholes, éteres, etc., lo que dá oríjen a nuevas interesantes séries de cuerpos orgánicos.

Después de estos derivados del metano son sus productos de sustitución nitrosos los más importantes entre las combinaciones orgánicas, en número i variación les son aun superiores.

El azoe, como elemento trivalente, podrá reemplazar 3H en uno o varios carburos de hidrógeno; podrá, en unión con 1H (formando así el grupo $\text{NH}^=$, *imidico*), sustituir 2H en uno o en dos carburos; i en unión con 2H (formando entonces el grupo *amidico* NH_2 podrá, por último, sustituir 1H en una molécula de carburo. Las más importantes i numerosas entre las combinaciones de esta naturaleza son a su vez los productos de sustitución del último género, llamados *aminas*, *bases amónicas*; cuerpos que con igual razón pueden considerarse con amoniaco, NH_3 , en el cual 1, 2 o los 3 H se hallan sustituidos por radicales hidrocarbonados (aminas primarias, secundarias, terciarias), que le son por consiguiente enteramente análogas i que forman con agua bases muy enérgicas de fórmula $\text{N}(\text{H}, \text{R}^c) \text{---} \text{O}^{\ominus} \text{---} \text{H}$, — como que el amoniaco + H_2O es indudablemente $\text{NH}_4 \text{---} \text{OH}$ e. d., tiene la constitución $\text{M} \text{---} \text{O}^{\ominus} \text{---} \text{H}$ de las demás bases. Los *ácidos amidados* (cuerpos r---NH_2) no son sino casos especiales de combinaciones amónicas, como lo son los *cloruros de ácidos* (r---Cl), los *cuerpos nitrados*, etc., de las demás grandes clases citadas.

Se vé que todos estos cuerpos tienen sus análogos entre los inorgánicos. Para cada una de sus clases principales, para cada subdivisión, para cada caso especial, para cada modificación isomérica hai uno, hai varios métodos de preparación sintética, ya sea valiéndonos de combinaciones orgánicas de constitución más simple, ya de combinaciones inorgánicas, ya de los mismos elementos químicos!

Siempre que se ha llegado a determinar la constitución de una combinación, se ha dejado subordinar a alguna de las citadas grandes clases: parece que no existen más, i según las teorías de la ciencia química hoy día reinantes, no pueden existir más.

¡Cuán hermoso es entonces el orden, el sistema a que ha hecho lugar ese caos que reinaba no bien *dos decenios atrás* entre las combinaciones, sobre todo, entre las orgánicas!

No solo la síntesis de las combinaciones orgánicas—este verdadero prodigio de la ciencia moderna—ha tenido sus límites, pues nos ha sido imposible el preparar artificialmente ciertas sustancias de alto peso molecular con nuestros *actuales* métodos sintéticos, si bien nos ha sido posible el averiguar su constitución

valiéndonos de los métodos analíticos: hai tambien cuerpos cuya estructura nos ha quedado dudosa, o nos es desconocida por completo; los hai de los cuales ni siquiera el peso molecular se ha podido averiguar, i por fin, tantos mas, de los cuales faltan estudios, pues es tan inmenso el material acumulado en el campo de las combinaciones del átomo (≡)!

Aquí quedan, pues, los restos de ese antiguo caos: *dos descensos* mas de ciencia, i aun aquí habrá orden, habrá sistema!

MEDICINA.—*Estudios médicos de Enrique de Parville, publicados en «Le Correspondant,» sobre los tartamudos, los calvos i los sordos.*

SUMARIO.—Estadística médica: los tartamudos: su distribución jeográfica en Francia.—Oríjen de la tartamudéz.—Medios para corregirla.—Química médica: acción de la pilocarpina sobre el desarrollo de los cabellos.—Un remedio singular.—Física médica: procedimiento para hacer oír a los sordos.—Los audífonos.

Hai un hecho tan singular como indudable: así como hai rejiones en las cuales las paperas o el coto son endémicas, así las hai en que el número de los tartamudos es relativamente considerable. Pudiera llegarse a decir que hai un clima especial para la tartamudéz, como parece que lo hai para los cotosos. Si se unen por una línea en la carta de Francia, Burdeos i Jinebra, se reconoce, segun M. Chervin, que al sur de esta línea de demarcación los tartamudos son infinitamente mas numerosos que en el norte. En Paris están en proporción de 6 por 10,000; en las Bocas del Ródano en la enorme proporción de 153 por 10,000. En jeneral, se puede hallar 5 por 1,000 de tartamudos, lo que es horrible. La frecuencia de la tartamudéz varia mucho con la edad.

M. Chervin ha notado que los departamentos mediterráneos están mas espuestos al desarrollo de este mal. Otro tanto sucede en el Piemonte. ¿Por qué este agrupamiento? Nos pareceria difícil atribuirle una causa cierta i determinada en el estado actual de nuestros conocimientos. Quizás, se dice, los meridionales, obligados por su vivacidad jenial, quieren hablar mui rápida i abundantemente i las palabras en cierta manera detenidas en la boca, se cruzan, se chocan i se profieren mal. La impaciencia los estimula i su acción aumenta la del embarazo natural que sufren al querer espresar con toda rapidéz sus ideas. Esta esplicacion es un tanto pueril. Por eso preferimos atribuir la tartamudéz de los habitantes del sur a afecciones nerviosas. Los datos estadísticos