

Los átomos marcados

por Augusto Pi Suñer

Hasta ahora se estudiaban los cambios nutritivos en los animales y los vegetales estableciendo balances, determinando los materiales nutritivos ingresados y los materiales excrementicios egresados por las diferentes vías de excreción, pesando el sujeto para conocer si predominaba la asimilación sobre la desasimilación, o viceversa, y también, practicando el análisis químico de algunos órganos, de las secreciones o del cuerpo entero. Se han conseguido de esta manera conocimientos del mayor interés acerca de los procesos metabólicos, pero era difícil saber el destino y las vicisitudes de cada uno de los elementos químicos que participan en la nutrición.

Ahora se ha hecho posible identificar los átomos y seguirlos en su camino a lo largo del recambio. Tenemos manera de distinguir unos átomos de otros entre los que constituyen una molécula, átomos "marcados", cuya suerte podremos conocer en cada uno de los momentos de las operaciones nutritivas. Por la importancia y porque auguramos gran porvenir al procedimiento de reconocer individualmente unos átomos, nos parece útil exponer los antecedentes del método y detenernos brevemente en la explicación de algunos de los resultados hasta ahora conseguidos.

Se administra a animales o vegetales sustancias que contengan en sus moléculas átomos isótopos —de iguales propiedades químicas que los normales pero con caracteres que les distinguen— y se estudia la suerte que en el organismo les incumbe: fijación —¿dónde, cuándo?— elimina-

ción, participación en las operaciones diastásicas de la nutrición, etc., una enorme cantidad de problemas que podremos aclarar y que hasta hoy eran irresolubles.

Los progresos de la química en el siglo pasado nos enseñaron, a partir de Dalton, que todos los cuerpos están constituidos por combinaciones de un número limitado de elementos simples, cuyos átomos se unen para formar moléculas. Poco a poco se vinieron descubriendo nuevos elementos que se añadían a la lista, hasta un total de noventa y cinco. Cada uno de estos elementos tiene un peso atómico que le caracteriza y que se pensó en un principio fuese expresado por un número entero, cuya unidad sería el peso atómico del hidrógeno.

El químico ruso Mendeleief, en 1869, observó que, colocando los elementos en serie progresiva según sus pesos atómicos, se ven reaparecer periódicamente las propiedades químicas y algunas de las propiedades físicas de dichos elementos. Tabulando la serie periódica, se obtienen grupos naturales de características análogas, que parecen responder a una realidad profunda. En efecto, mucho después de la observación de Mendeleief, se ha explicado el motivo de la periodicidad y se ha comprobado la exactitud de sus presunciones. Recordemos que la idea de Mendeleief hizo posible la previsión de la existencia de cuerpos en su época desconocidos, que se descubrieron más tarde y que vinieron a llenar el lugar correspondiente en la serie, vacío hasta aquel momento.

Pero no es el peso atómico la cualidad decisiva para discernir la situación de un elemento en la serie. El físico holandés Van den Brock probó que es el número atómico, el número de electrones existentes en el átomo y, por ende, el número de cargas positivas del núcleo. Este número atómico coincide con el número ordinal de la serie de Mendeleief. Existe, pues, relación entre los pesos atómicos y el número de cargas eléctricas de la masa nuclear en el átomo. Por otra parte, la colocación de pesos atómicos no parece responder a otro criterio que el peso creciente, no se entrevé ley numérica alguna, mientras que los números atómicos forman la serie natural 1, 2, 3, 4... No obstante, Rutherford señaló más tarde que, con alguna aproximación,

el número atómico es igual a la mitad del peso atómico, excepción hecha del hidrógeno.

La realidad a que responde la serie periódica, la serie por pesos y números atómicos, es la constitución del átomo. Nos hallamos bien lejos en el día de hoy de Demócrito, de Leucipo, de Epicuro, de Lucrecio y también de la química del siglo pasado, que consideraban el átomo como la última división de la materia. Atomo, que quiere decir precisamente que no se puede cortar, dividir. Y el átomo es todo lo contrario de un elemento indivisible, es un sistema complejo, de estructura referible a la de un sistema planetario.

Sabemos desde Rutherford, en 1911, que en el centro del sistema se encuentra un núcleo atómico pesado y que ostenta cargas eléctricas positivas. Alrededor de este núcleo, como los planetas alrededor del sol, gravitan los electrones, de masa insignificante y con sus cargas negativas. El físico danés Niels Bohr (1913) ha propuesto el esquema, hoy valedero y avalado por los hechos, de la estructura atómica. El núcleo que constituye casi enteramente la masa del átomo, posee un número de cargas eléctricas positivas, que crecen según el número atómico y que aumentan también con el peso de los átomos. Existe proporción entre las cargas eléctricas del núcleo y su peso, relación que, como hemos dicho, se acerca a 1:2. Alrededor del núcleo se mueven, siguiendo sus órbitas respectivas, los electrones en igual número que las cargas del núcleo, con lo cual —por la compensación entre las cargas positivas nucleares y las negativas de los electrones— el átomo es neutro.

Las cualidades del núcleo determinan el peso del átomo, los procesos radioactivos, por la desintegración de dicho núcleo, los fenómenos gravitatorios interatómicos, por las masas nucleares que se atraen y pueden dar lugar a choques, cuando dos átomos se acercan demasiado. Las circunstancias del sistema electrónico deciden de las propiedades químicas y de muy importantes características físicas del elemento, entre ellas las que se refieren a la absorción y emisión lumínica. Los electrones son, como dice Bohr, el medio de relación del átomo con el universo y son

las funciones electrónicas que caracterizan, sobre todo, los diversos elementos.

En la serie de números atómicos, se va en el presente, sin hueco alguno, desde el hidrógeno, 1, hasta el ecairidio, 95; desde el hidrógeno con un solo electrón en su átomo hasta el ecairidio con noventa y cinco. Las cargas positivas de los núcleos respectivos siguen igual progresión y las masas nucleares se incrementan también proporcionalmente. Con lo cual se ve cómo al avanzar en la serie se complica cada vez más la composición nuclear.

El núcleo atómico tampoco es sencillo. Se pensaba hasta 1930 que la materia y las cargas eléctricas del átomo se distribuían entre el protón, de masa 1.840 veces mayor que la del electrón y electropositivo —una carga por protón— o bien un conjunto de protones constituyendo el núcleo, y los electrones, de masa pequeñísima, y cada uno de ellos con una carga negativa, girando alrededor del núcleo.

Pero ya en 1920 Rutherford había sentido la existencia del neutrón, que fue aislado en 1930 por Bothe y Becker, por Federico e Irene Curie-Joliot. Chadwick (1932) precisó la naturaleza y propiedades del neutrón. Se trata de un corpúsculo de masa casi idéntica a la del protón (1841) y cuya carga eléctrica es nula. De aquí su nombre. El neutrón se encuentra en los núcleos atómicos juntamente con los protones. Contribuye al peso atómico por su masa, pero no al número atómico, desde el momento que es eléctricamente neutro. El neutrón muestra firme afinidad por el protón y, por ello, están los dos juntos en los núcleos.

Queda todavía otro corpúsculo por examinar. El positrón, que previó Dirac (1930) y que demostró Anderson en 1933. El positrón es el electrón positivo: de tan pequeña masa como el electrón, posee la misma cantidad de electricidad que éste —una carga— pero de sentido opuesto, es positivo. El positrón habita en el interior del núcleo atómico y su vida es efímera en cuanto es expulsado del núcleo. Posiblemente el protón es un neutrón que encierra un positrón, el cual le presta sus propiedades eléctricas. Así el átomo estaría constituido por:

- a, neutrones o granos de materia, de masa 1.841 y de carga eléctrica nula.
- b, positrones de masa 1 y de carga + 3, intranucleares.
- c, electrones, de la misma masa que el positrón y de carga — 3, extranucleares.

Neutrones y positrones constituirían los núcleos y los electrones, según el esquema de Bohr, girarían alrededor del núcleo a distancias diferentes y siguiendo órbitas exactamente establecidas.

Cabe, sin embargo, otra explicación de la composición del núcleo. En lugar de estar formado por neutrones, la mitad de los cuales recibe positrones que los convierten en protones, se había pensado que el elemento fundamental fuese, en efecto, el protón y que el neutrón resultaría de neutralizar eléctricamente aquel protón por la adición al mismo de un electrón, en este caso un electrón intranuclear. Es un argumento en pro de esta explicación la diferencia de masa —diferencia de una unidad, masa del electrón— entre el protón y el neutrón y otro el que diferentes hechos hagan pensar en la existencia de electrones en el interior de los núcleos atómicos. Sin embargo, desde el descubrimiento del positrón, la primera de las dos interpretaciones cuenta con más partidarios.

Pero cualquiera que sea la naturaleza del protón y la del neutrón, es verosímil la hipótesis de que, exceptuado el caso del hidrógeno, cuyo átomo está formado únicamente por un protón y un electrón, los núcleos atómicos de los elementos están constituidos por protones y neutrones. De acuerdo con la repetidamente recordada regla de Rutherford, de que el número atómico sería la mitad del peso atómico, se encontrarían en el núcleo del átomo un protón por cada neutrón.

Esta ley presenta, no obstante, numerosas excepciones. Podemos, sí, afirmar que cada cuerpo simple contiene en su núcleo atómico un número fijo de protones —el de su número atómico—. El número de neutrones no es tan exacto, ni obedece a una ley de igual constancia. Sin alejarse demasiado del número atómico, los neutrones existentes en

el núcleo pueden vivir. Esta variabilidad del número de neutrones da lugar a las isotopias.

La de los isótopos es una adquisición reciente. Cada elemento se repite en un número de isótopos. Como la isotopia es debida al diferente número de neutrones, los isótopos se distinguen por su peso atómico, que varía por unidades aproximadamente. Las pequeñas diferencias son explicables por las leyes de la termodinamia y por los balances energéticos del átomo, estudiados por Einstein entre otros, cuestiones en las cuales no podemos entrar porque nos alejarían de nuestro objeto. Si los isótopos se distinguen entre sí y del elemento moral por su peso atómico, las propiedades químicas, y aun la mayor parte de las físicas, siguen invariadas, porque el número de electrones no cambia, como no cambia tampoco el número de protones, siempre igual al de los electrones: carga positiva por carga negativa, conservando la neutralidad eléctrica del átomo.

La noción de isotopia nació de la observación de que los cuerpos radiactivos se transmutan espontáneamente unos en otros. Vióse, a raíz de su descubrimiento, que los cuerpos radioactivos —el uranio, el radio, el torio, el actinio, etc.— se desintegran con rapidez diferente y en series, dando lugar a sustancias análogas y de decreciente peso atómico desde el uranio (p.a.=238) hasta el plomo estable (p.a.=260). Se tornaba, con esto, realidad el viejo sueño de los alquimistas. No tardó en comprobarse que no sólo cambian naturalmente los elementos radioactivos, de núcleo gigantesco y complicado y, por lo tanto, inestable y desequilibrado, sino que es posible obtener artificialmente transformaciones semejantes desmantelando o también modificando los núcleos mediante bombardeos sobre los átomos y sirviéndose de proyectiles diferentes —helio, protones o diplones, neutrones— que pueden ser acelerados artificialmente. Rutherford inventó este método en 1919 y desde entonces la técnica ha hecho enormes progresos. Rutherford utilizaba heliones proyectados por partículas de radio en su desintegración natural. La velocidad de partida de los heliones es de 19.220 kilómetros por segundo. Se puede acelerar uno de estos microproyectiles haciendo que no sea neutro —si es un átomo, ionizándolo— o bien aprove-

chando un corpúsculo que, como el protón, contenga carga eléctrica. Entonces se la somete a una tensión eléctrica o a una serie de tensiones de signo contrario a lo largo del camino que ha de recorrer, tensiones que pueden sumar un fortísimo potencial dando así al corpúsculo gran velocidad. Existen en el presente instalaciones de gran potencia, verdaderas fábricas de trasmutación. Así se ha obtenido, entre otras, la transformación del nitrógeno en oxígeno, del aluminio en silicio o en fósforo, del berilio en carbono, del nitrógeno, del carbono en boro, etc., etc.

En otro terreno completamente distinto, se había podido observar, a principios del siglo (Soddy, Fajans, Russell, Hevesy), la existencia de una misma substancia con todas sus propiedades características, pero presentando unas veces un peso atómico y otras veces otro peso atómico un poco diferente. Estos cuerpos que, por la identidad de sus pesos atómicos, debían ocupar el mismo lugar de la serie periódica, recibieron el nombre de isótopos, **el mismo lugar**. Uno de los más viejos ejemplos de isótopos es el del plomo: el plomo ordinario tiene de peso atómico 207,2 y en la pecblenda se encuentra otro plomo de peso 206. Este plomo ligero es el último producto de las desintegraciones radioactivas de la familia del radio y, por ello, ha sido llamado radio-plomo. Más tarde se vio que existen, además del plomo normal (p.m. 207), ocho isótopos, cuatro de ellos estables y cuatro radioactivos y que la desintegración radioactiva de los cuerpos de la familia del torio da lugar, como último resultado, al plomo estable 208 y la desintegración del grupo del actinio al plomo estable 211.

Estos hechos, aparte otras consideraciones, hicieron ver la conveniencia de determinar con toda precisión los pesos atómicos. Investigaciones exactas han demostrado que los pesos atómicos no son números enteros, sino sólo aproximadamente enteros, por motivos en parte explicables y otros ignorados todavía. Para tales estudios se creó la Comisión Internacional de Pesos Atómicos de que forma parte mi eminente compatriota el químico Enrique Moles. Los pesos atómicos, cuidadosamente determinados, demuestran la existencia de los isótopos.

Después de descubrirse los isótopos del plomo, M. Cu-

rie demostró (1921) que el cloro, cuyo peso atómico se consideraba ser de 35,5 resultaba una mezcla en la relación grosera de 3 a 1 de átomos de isótopos, unos con peso 35 y otros con peso 37. Poco más tarde, la aplicación de los métodos de Aston con su espectrógrafo de masas, en manos del mismo Aston, de Dempster, de Thompson, probó la existencia de isótopos de distintos elementos: mercurio, litio, estaño, zinc, magnesio, etc. Estos trabajos se iniciaron en 1921, y en 1928 se conocían ya 115 isótopos, 238 en 1934 y actualmente 360. Estos se reparten en 95 grupos o pléiades —tantos como cuerpos simples—. En cada pléiade el número de protones y de electrones de todos los cuerpos que la forman es el mismo. Varía el número de neutrones. Esto, como hemos dicho, es la causa de las diferencias en el peso atómico y de que, entre los isótopos, el peso atómico varíe por unidades aproximadamente.

La constitución de los núcleos atómicos, caracterizando los isótopos y también los diferentes elementos, nos explica por qué se transforman los cuerpos radioactivos y por qué es posible transmutar determinadas substancias por los bombardeos corpusculares.

En la radioactividad se emite los que se llamaron rayos que son átomos de helio, los rayos B, que son electrones, y los rayos que son fotones o la vibración electromagnética pilotada por dicho fotón. Los átomos de helio están formados por dos protones y dos neutrones, con dos electrones en torno. Por los desprendimientos de helio desciende el peso atómico del cuerpo radioactivo y cambia un elemento en otro.

En el caso de los bombardeos, pueden suceder dos cosas opuestas; o bien que los tiros derrumben parcialmente el edificio nuclear, como en el caso de la transformación del nitrógeno (p.a.=14) en boro (p.a.=11) o bien, al contrario, que los impactos acumulen proyectiles sobre el núcleo, como en los ejemplos de la transmutación del aluminio (p.a.=27, protones 13 + neutrones 14) a silicio (p.a.=28, protones 14 + neutrones 14), del aluminio a fósforo ligero radioactivo (p.a.=30, protones 15 + neutrones 15) o de berilio (p.a.=9, protones 4 + neutrones 5), a carbono (p.a.=12, protones 6 + neutrones 6). En estas operaciones se acumu-

lan neutrones o protones, o ambas clases de corpúsculos, sobre el átomo que hace las veces de blanco.

Algunos de los cuerpos obtenidos por estos procedimientos son estables, otros son radioactivos, como demostraron en 1934 Federico e Irene Joliot-Curie, creando con ello la noción tan fecunda de la radioactividad artificial, estudiada ulteriormente, sobre todo por el sabio italiano Fermi. El magnesio (p.a.=24, protones 12 + neutrones 12) sometido al helio (p.a.=4, protones 2 + neutrones 2) se convierte en silicio radioactivo (p.a.=27, protones 14 + neutrones 13) quedando un neutrón en libertad. Ulteriormente el silicio radioactivo se desintegra en aluminio (p.a.=27, protones 13 + neutrones 14) quedando libre un positrón. De igual manera, el sodio (p.a.=23, protones 11 + neutrones 12) sometido al fuego de un diplón (p.a.=2, 1 protón + 1 neutrón) se convierte en sodio radioactivo (p.a.=24, protones 11 + neutrones 13) librándose 1 protón. En seguida comienza el proceso de la desintegración radioactiva y el sodio isótopo (11+13) se descompone en magnesio (p.a.=24, protones 12 + neutrones 12) desprendiéndose un electrón intranuclear, por cuyo desprendimiento un neutrón —neutro— se convierte en protón —electropositivo—. Podríamos citar otros ejemplos interesantes en buen número.

Por iguales circunstancias, algunos isótopos son radioactivos: en la transformación que ha dado lugar al nacimiento del isótopo, —de la misma manera que en el caso de la trasmutación artificial— el núcleo atómico se ha inestabilizado y emite corpúsculos y radiaciones hasta encontrar una nueva posición estable, de equilibrio.

Conocemos ahora los motivos de las transformaciones atómicas naturales y artificiales, transformaciones que pueden dar lugar a la trasmutación de elementos o a la producción de isótopos. Y, con ello, comprendemos cómo los isótopos abundan en la naturaleza, en la tierra y en los astros.

De lo que exponemos se derivan aplicaciones de mucha importancia en la química de los seres vivientes y en la filosofía. Desde el momento que los isótopos presentan las mismas propiedades químicas que los elementos fundamentales, podrán sustituirlos en las reacciones químicas y en

la constitución de los protoplasmas. Como, de otra parte, los átomos isotópicos presentan caracteres diferenciales, nos será posible reconocerlos en el curso de tales reacciones. Podremos conocer punto por punto los avatares de tal átomo y podremos deducir de ello conclusiones de extremada importancia.

Por esta razón interesan particularmente nuestro tema los isótopos de los elementos esenciales en la constitución de la materia viva: del oxígeno, del hidrógeno, del carbono, del nitrógeno. Una vez conocidos y aislados, o también formando parte de diferentes materiales, se les podrá administrar a animales o vegetales y seguir su pista a lo largo de los procesos metabólicos y fisiológicos.

Giauque y Johnston (1929) descubrieron dos isótopos del oxígeno el O^{17} y el O^{18} , que se encuentran junto con el O^{16} , formando moléculas del oxígeno ordinario— $O^{16}=O^{16}$ $O^{17}=O^{18}$ $O^{16}=O^{17}$ $O^{16}=O^{18}$ $O^{17}=O^{18}$ en las proporciones

$$O^{16} : O^{17} : O^{18} = 1 : \frac{1}{5 \times 630} : \frac{1}{630}$$

Existe todavía otro isótopo del oxígeno, el O^{15}

Dos años más tarde de este descubrimiento, se sospechó la existencia de isótopos del hidrógeno. En primer lugar, una ligera discrepancia entre el peso atómico del hidrógeno determinado por vía química y el valor obtenido por Aston con su espectrógrafo, hizo pensar a Birge y Menzel (1931) en la presencia de un isótopo en el sistema, el cual tendría una masa 2, en relación con la masa del hidrógeno, y se encontraría en la proporción de 1:4.500 con relación al H^1 .

Este caso es de particular interés porque el isótopo, con diferir del elemento fundamental sólo en una unidad, tiene, sin embargo, una masa doble que el elemento fundamental, que es aquella unidad misma.

Este descubrimiento fue confirmado bien pronto por Urei, Brickwilde y Murphy (1932), los cuales consiguieron con relativa facilidad una concentración suficiente de H^2 partiendo del agua utilizada en la gran industria química para la obtención electrolítica del oxígeno. El hidrógeno

fundamental, H^1 , contiene en el núcleo atómico un protón solamente, y el H^2 un protón y un neutrón. Se le ha llamado, por eso, diplón. También ha recibido el nombre de deuterio, deutón, diplógeno, narhidrógeno, etc. Al hidrógeno fundamental se le llama también protino. Existe otro isótopo de hidrógeno, H^3 , constituido por un protón y dos neutrones, de masa 3. Todos los hidrógenos contienen en su átomo un solo electrón, además de los núcleos respectivos cuya constitución acabamos de examinar.

El H^2 puede sustituir al H^1 en sus combinaciones, entre ellas el agua. Wahsburn y Urey (1932) habían observado la concentración de H^2 en los baños electrolíticos antiguos, lo que permitió, como hemos visto, la fácil obtención del H^2 . Inmediatamente Lewis y Mac Donald (1933) separaron, por destilación del agua de estos baños, una pequeña cantidad de agua, cuyo peso específico, respecto del agua ordinaria, era de 1,000034, agua que lograron concentrar hasta conseguir 0,12 cm³ con 99,99 por 100 de H_2^2O , agua pesada o bien óxido de deuterio. Puede formularse también D_2O .

El agua pesada se encuentra en el agua natural, pero a muy gran dilución: un átomo de H^2 por 6.500 átomos de hidrógeno protino, H^1 . El agua ordinaria contiene igualmente moléculas con oxígeno isótopo. Hay moléculas $H^1H^1O^{16}$, $H^2H^2O^{16}$, $H^1H^1O^{17}$, $H^1H^1O^{18}$, $H^2H^2O^{18}$, $H^1H^2O^{16}$, $H^1H^2O^{17}$, $H^1H^2O^{18}$. También se encuentran en el agua moléculas con H^3 . Se eleva a 18 el número de especies de agua posiblemente existentes.

El estudio de los efectos biológicos del agua pesada ha sido la primera tentativa que se hizo para investigar la conducta de los isótopos en los organismos vivientes. El agua pesada paraliza la actividad de las semillas vegetales y de la levadura, de igual modo que mata a algunos pequeños animales. Sin embargo, un profesor noruego, Klaus Hansen, bebió diez gramos de agua pesada sin experimentar el menor efecto tóxico. Estas diferencias se explican tal vez por diferencias de dosis o por diferentes reacciones de las distintas especies animales. El agua pesada, con su deuterio, estabiliza los coloides vivos, detiene la segmentación

celular y prolonga la duración de la vida de ciertas formas vegetales inferiores. Se ha observado, así, una mayor dispersión micelar en la **Oscillatoria**, una menor actividad enzimática y de fermentación; las reacciones bioquímicas y el crecimiento se hacen más lentas bajo la influencia del H^2 .

Washburn y Smith (1934) estudiaron la penetración en los organismos del deuterio del agua pesada, y su fijación en los tejidos. El H^2 se acumula en los tejidos vegetales, lo que significa una especial afinidad de la materia viviente para con dicho hidrógeno, y es además circunstancia que permite separar el deuterio del hidrógeno protino.

El hidrógeno H^2 sustituye al hidrógeno fundamental en múltiples compuestos. Se ha trabajado mucho sobre esta cuestión desde los trabajos de Lewis, Mac Donald y Schultz (1934), los cuales obtuvieron el ácido clorhídrico con H^2 o ácido clorodéutico. Bien pronto se consiguió el ácido bromhídrico con deuterio o ácido iododéutico, y también el ácido acético sustituido —ácido deutacético— ácido deutocianico, el etileno, el acetileno, la acetona pesados, los amoníacos con deuterio —monodéutero amoníaco, didéutero amoníaco— y muchos otros compuestos con H^2 .

Farkas y Farkas y Rideal (1934) se ocuparon de las circunstancias del ingreso del deuterio en la molécula de algunos agentes catalíticos como el níquel. Dicho deuterio se comporta, en tales casos, como un átomo de hidrógeno ordinario. Lo mismo se observa en bioquímica. Woodard y Chesley (1934) han visto que el H^2 puede, en los procesos vitales —imbibición de coloides, e hidrogenación de proteínas— comportarse de igual manera que el hidrógeno. El H^2 sustituye fácilmente al H^1 en la molécula de los azúcares con lo cual facilita su moto-rotación.

Sustituciones de esta índole por átomos identificables constituyen un procedimiento valioso para el examen de las migraciones de los átomos en el organismo y para el estudio de ciertas particularidades metabólicas.

Una prueba de cuanto puede dar de sí el método es la comunicación presentada por Parnas, Hevesy, Baranowski, Guthke, Korzubski y Ostern al último Congreso Internacional de Fisiología (Zürich, 1938), comunicación que contenía sus observaciones acerca del metabolismo del músculo

y de la fermentación alcohólica empleando el fósforo isótopo P^{32} radioactivo. No podemos incluir aquí las conclusiones del trabajo, que no entran en los límites, ni encajan con los caracteres de la presente exposición y que son muy técnicas, pero hemos de decir que tales investigaciones aportan a la bioquímica hechos considerables referentes al recambio hidrocarbonado y a la intervención del fósforo en dicho recambio, cuestión candente en los últimos años.

Siguiendo por la misma vía, Parnas, insigne químico polaco, expuso en mayo último (1939) ante la Sociedad de Química Biológica de París, sus investigaciones, junto con sus colaboradores daneses, acerca de la conducta en el organismo, en la desasimilación proteínica y en la síntesis por los animales, del nitrógeno pesado obtenido recientemente en la Universidad de Columbia. Es posible seguir dicho nitrógeno N^{15} en la serie de reacciones químicas que tienen lugar en los tejidos.

Finalmente Hemptinne de Lovaina anuncia haber conseguido una preparación que contiene un 50% de carbono isótopo C^{13} . Este isótopo se encuentra, no sólo en la tierra, sino también en algunas estrellas. Penetra en las moléculas vivientes como el carbono normal C^{12} ; se le puede reconocer en los tejidos.

Existen cuatro carbonos: el fundamental, C^{12} , el pesado estable, C^{13} , el pesado radioactivo, C^{14} y el ligero, C^{11} , también radioactivo, cuerpo muy fugaz que se trasmuta espontáneamente en boro. B^{11} .

Contamos, según se ve, en la actualidad con isótopos identificables de los elementos biogenéticos esenciales: carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y también de otros principios que contribuyen a la constitución de los seres vivientes. Contamos también con la técnica, sobre todo con la técnica espectrográfica, que permite despistar estos isótopos. Pero esta técnica —la del manejo del espectrógrafo de masas particularmente— es todavía difícil y susceptible de mejora. Es seguro que progresará rápidamente. Ella nos permitirá localizar los isótopos, en el cuerpo de animales y en los vegetales según los átomos marcados que se advir-

tieron juntamente con otros átomos normales. Los localizaremos en los diversos puntos del organismo y en los diversos momentos y se desvanecerán así muchos misterios que esconden todavía los actos íntimos de la nutrición y de la vida. Tendremos, en breve, un poderoso instrumento en nuestras manos, el cual nos permitirá explorar un nuevo y vasto campo de la realidad, resolver problemas difíciles de la química de los seres vivos, del recambio local en los tejidos y en general del organismo, y de las funciones. Si Aston escribía en 1934, cuando no se podían prever todavía los rumbos que tomarían los descubrimientos ni la importancia de las adquisiciones que se conseguirían, "una nueva Biología se presenta a nuestro alcance", en el presente se mostraría más optimista aún y más confiado. Los hechos han venido a darle la razón y en el porvenir los resultados sobrepasarán en mucho a los que ahora conocemos.
