

Capítulo IV CON SUS OJOS

Contenido:

[Unas palabras sobre la utilidad del análisis](#)

[Para que la pólvora sea buena](#)

[Cómo fue descubierto el germanio](#)

[Luz y color](#)

[El análisis químico... Del sol](#)

[Las ondas y la materia](#)

[Nada más que una gota de mercurio](#)

[El prisma químico](#)

[Cómo fue descubierto el prometio](#)

[El aroma de las fresas](#)

[La muerte de Napoleón, leyenda y realidad](#)

[Análisis por radiactivación](#)

[¡Cómo pesar lo imponderable!](#)

[La química de los átomos solitarios](#)

[¡Existe un límite!](#)

[El número que deja pasmada la imaginación](#)

* * *

Unas palabras sobre la utilidad del análisis

En una ocasión Mijaíl Lomonósov dijo: "La química extiende ampliamente sus brazos". Hace más de doscientos años su genial intuición presintió la significación de esta ciencia para las generaciones venideras.

El siglo XX es un ejemplo evidente de ello. La química es ahora una "criatura" con muchos brazos. No todo académico puede así, de golpe, enumerar todas sus ramas. Y otras nuevas aparecen casi cada año.

Pero hay algo sin lo cual cualquier "brazo" químico colgaría inerte.

Ese algo es el análisis químico, que ayudó a los químicos a descubrir muchos de los elementos que existen en la Tierra.

Dio la posibilidad de entender qué partes integrantes se incluyen en los compuestos químicos, simples y complejos. Desde la sal común hasta las proteínas.

Descifró la composición de las rocas y minerales y contribuyó a que los geoquímicos establecieran un registro escrupuloso de contaduría de la abundancia en la Tierra de los elementos químicos.

La química le debe mucho al análisis y, en primer lugar, gracias a éste llegó a ser una ciencia exacta. Es su primer ayudante en los dominios más diversos de la actividad humana. Esto se confirma por un sinnúmero de hechos.

Por ejemplo, en un alto horno se desarrolla el proceso de fundición de hierro a partir de su mena. Las propiedades del metal obtenido dependerán en sumo grado de la proporción de carbono que en él entra. Si el carbono constituye más de 1,7%, obtenemos hierro colado; el intervalo 1,7–0,2% corresponde a distintas clases de los aceros; y menos de 0,2% de carbono nos da hierro maleable.

¿En qué radica la diferencia entre el hierro colado y el acero, entre el latón y el bronce?

¿Qué cantidad de cobre contiene el vitriolo azul?

¿Cuál es la proporción de potasio en el mineral carmelita? Todas estas preguntas y otras de la misma especie pueden ser contestadas gracias al análisis químico. Se plantean dos preguntas fundamentales: ¿qué elementos y en qué proporciones entran en la composición de la sustancia a estudiar? A la primera pregunta responde el análisis cualitativo, y a, la segunda, el cuantitativo.

Y ni siquiera un especialista experto puede contestar de una vez cuántos análisis distintos existen.

[Volver](#)

Para que la pólvora sea buena

¿Quién inventó la pólvora negra? La leyenda afirma que el inventor fue el monje suizo Berthold Schwarz.

La preparación de la pólvora negra no ofrece muchas dificultades: es necesario mezclar en proporciones determinadas azufre, salitre y carbón vegetal triturado. Todos estos componentes deben ser de alta calidad.

Pero, ¿de qué modo se puede valorar esta calidad?

Si es bueno o malo el salitre los fabricantes de pólvora lo determinaban al sabor.

Insertamos aquí una receta interesante de análisis "al sabor" del salitre, encontrada en un archivo de documentos antiguos. "Si el salitre tiene sabor salado y amargo, no es bueno. El salitre bueno sólo muerde un poco la lengua y es dulzón.

Con toda razón se podía decir que un buen fabricante de pólvora se comía durante la vida "un montón de salitre".

La calidad del azufre se determinaba por medio de un procedimiento aún más original.

Un pedacito de azufre lo comprimían en la mano y lo acercaban al oído. Si se oía un ligero chasquido, el azufre se consideraba bueno. En caso contrario, se desechaba por contener muchas impurezas.

¿Por qué da chasquidos el azufre puro? Su conductividad térmica es muy pequeña. El pedacito de azufre se calienta un poco por el calor de la mano y en él aparecen porciones con diferente temperatura. En la sustancia surgen tensiones y el azufre frágil se desintegra en fragmentos. A eso se debe el leve chasquido. El azufre con impurezas tiene una conductividad térmica mucho mayor y por eso es mucho más resistente. Por así decirlo, esto es la base científica del análisis químico "al oído".



Figura 42

En una palabra, los aparatos analíticos principales de los químicos de antaño eran los órganos de los sentidos. Este hecho incluso se reflejó en las denominaciones de algunas sustancias simples y compuestas. Por ejemplo, el berilio antes se llamó glucina, porque sus sales tienen sabor dulce. También de la palabra "dulce" procede el nombre de glicerina. En cambio, el sulfato natural de sodio se llama mirabilita, que quiere decir "amargo".

[Volver](#)

Cómo fue descubierto el germanio

A principios de marzo de 1886 a San Petersburgo llegó una carta dirigida a Dmitri Ivánovich Mendeléiev. Esta decía:

"Muy señor mío:

Permítame que junto con esta carta le entregue a Ud. la separata informando que yo descubrí el nuevo elemento "germanio". Al principio sostuve la opinión de que este elemento llena la laguna existente entre el antimonio y el bismuto en su sistema periódico, tan notable y estructurado con tanta profundidad, y que este elemento coincide con su eka-antimonio, empero todos los datos indican que en este caso se trata del eka-silicio.

Espero que en un futuro muy próximo podré comunicarle más detalle sobre esta substancia que presenta tanto interés; mientras tanto, hoy me limito tan sólo a informarle sobre el nuevo y muy probable triunfo de su investigación genial y le expreso mi más profundo respeto.

Atentamente suyo

*Clemens Winkler
Freiberg, Sajonia
26 de febrero de 1886."*

Al parecer, no fue en vano que casi cien años antes del descubrimiento del germanio Henry Cavendish no se cansó en repetir que "todo se determina por la medida, cantidad y peso". Clemens Winkler, al analizar la argirodita, mineral bastante raro encontrado poco antes en Sajonia, puso de relieve que este mineral contenía principalmente plata y azufre y, como pequeñas impurezas, hierro, zinc y mercurio. Pero le sorprendió inmediatamente el resultado cuantitativo del análisis: la suma de los contenidos porcentuales de todos los elementos encontrados en la argirodita se mantenía tercamente en la cifra de 93% y de ningún modo quería llegar hasta 100%.

¿Qué podían representar los 7% no atrapables? Para aquel entonces ya estaban bastante bien elaborados los métodos de análisis de la mayoría de los elementos conocidos y no debía haber ninguno que pudiera ocultarse ante los ojos del químico. Winkler sugiere una hipótesis audaz: por cuanto estos 7% se escurren, al aplicar los métodos conocidos del análisis, resulta que pertenecen a un elemento aún desconocido. La suposición se confirmó. Al cambiar un poco el esquema del análisis, el científico separó los 7% no atrapables y demostró que pertenecían a un elemento nuevo aún desconocido en aquel tiempo. Este elemento, en honor de la patria de Winkler, recibió el nombre de germanio.

El análisis gravimétrico desempeñó también un papel importante en el descubrimiento de otro elemento, el argón, representante del grupo cero del sistema periódico.

A principios de los años 90 del siglo pasado el físico inglés Rayleigh emprendió la determinación de la densidad de los gases, deduciendo a partir de ello sus pesos atómicos. Todo iba a pedir de boca mientras el investigador no procedió a estudiar el nitrógeno. Aquí empezaron a revelarse cosas extrañas. Un litro de nitrógeno separado del aire pesaba 0,0016 de gramo más que la misma cantidad de este gas obtenido de sus compuestos químicos. El malhadado litro de nitrógeno producido a partir del nitrito de amonio, óxidos nítrico o nitroso, urea, amoníaco y otros compuestos pertinazmente resultaba más ligero que la misma cantidad de nitrógeno "aéreo".

Rayleigh, que a pesar de todos sus esfuerzos no supo encontrar la causa de esa diferencia extraña, publicó una información en la revista londinense "Nature" describiendo con lujo de detalles los resultados obtenidos. El químico Ramsay respondió pronto a esa información y los dos investigadores sumando sus esfuerzos lograron resolver el problema. En agosto de 1894 anunciaron el descubrimiento de un nuevo elemento, el argón, que fue la causa de los primeros fracasos de Rayleigh. Resultó que su contenido en el aire es cerca del 1%.

De este modo, el análisis gravimétrico ordinario ayudó a los científicos a descubrir nuevos elementos. Hasta ahora no existe laboratorio químico que no le preste atención. La pesada habitual ayuda, en fin de cuentas, a determinar en qué cantidad se contienen en los compuestos y minerales complejos los elementos que los integran. Naturalmente, a ello preceden operaciones químicas laboriosas para separar los distintos elementos químicos.

[Volver](#)

Luz y color

Antes de cada fiesta notable podemos oír por la radio las palabras del locutor: "Orden del ministro de defensa... En honor de... ordeno: disparar salvas en la capital de nuestra Patria, Moscú, en las capitales de las repúblicas federadas, así como en las ciudades héroes. . ."

¡Qué bonito es el cielo cuando se disparan las salvas! Al compás del tronar de los cañones fulgura con luces amarillas, verdes, rojas. Esa tradición de celebrar las fiestas con salvas y fuegos artificiales se remonta a los tiempos antiguos. Dos mil años antes de nuestra era en China ya se conocía el arte de pirotecnia. Pero los científicos concibieron la idea de aprovechar el color de la llama para el análisis químico hace poco relativamente.

Algo más de cien años atrás, el químico alemán Kirchhoff observó que las sales de diferentes metales tiñen de colores diversos la llama incolora del mechero de gas. Así, las sales de sodio dan a la llama un color amarillo; del calcio, rojo-carmín; del bario, verde, etc.

A Kirchhoff se le ocurrió que este fenómeno de determinada coloración de la llama por las sales de distintos metales da la posibilidad de establecer rápida e infaliblemente la presencia de tal o cual elemento químico en la sustancia que se investiga. Pero la alegría resultó prematura. Todo iba bien mientras el científico usaba sales puras. Pero apenas se mezclaban, por ejemplo, sales de sodio y potasio, resultaba que en el fondo amarillo vivo de la llama del mechero (color que se debía a la presencia de sales de sodio) era imposible identificar, prácticamente, la coloración violeta de potasio.

El físico Bunsen acudió a la ayuda del químico Kirchhoff. Bunsen propuso observar la llama del mechero en la que se introducía la mezcla de sales a través de un aparato especial, espectroscopio. La pieza principal de este aparato es el prisma, que al pasar por él la luz blanca la descompone en espectro, es decir, en sus componentes. El propio nombre de espectroscopio significa "observar el espectro".

En este camino a los científicos les esperaba el éxito. Resultó que, a diferencia de otras fuentes de luz, la llama del mechero de gas en la que se introducía a la sal a investigar daba no un espectro continuo sino de líneas, con la particularidad de que la disposición de las mismas en el espectro era estrictamente fija. Así, al observar en el espectroscopio la llama con sales sódicas introducidas en ella, se pueden distinguir dos líneas amarillas de extraordinaria intensidad dispuestas muy cerca una de la otra. Si en la llama se introducen sales de potasio en el espectro se ven una línea roja y dos violetas, etc.

Kirchhoff y Bunsen descubrieron que las líneas de los elementos químicos determinadas aparecen en los mismos sitios siempre que sus sales se introducen en la llama. Podemos introducir en la llama el cloruro, sulfato, carbonato y nitrato de sodio y sus líneas siempre aparecerán en el mismo lugar. Incluso si mezclamos las sales de sodio con cualesquiera otras, por ejemplo, con las de potasio, cobre, hierro, estroncio, bario, indistintamente las líneas de sodio aparecerán en su sitio.

Inspirados por su descubrimiento, Kirchhoff y Bunsen trabajaban sin tregua, ensayando "a la llama" muchos elementos y compuestos. Y dentro de algún tiempo compusieron una lista de elementos químicos con las características de sus respectivas líneas en el espectro. Esto dio a los científicos la posibilidad de analizar sin errores muchas mezclas de sustancias complejas.

Así nació el análisis espectral. Resultó ser no sólo un método excelente de identificación cualitativa en las mezclas, de tales o cuales elementos químicos conocidos, sino que con su ayuda fueron descubiertos nuevos elementos: el rubidio, cesio, indio y galio. Y cuando se averiguó que la intensidad (la luminancia) de las líneas depende de la cantidad de las

substancias presentes en la mezcla, el análisis espectral ocupó su lugar de honor entre los métodos cuantitativos.

[Volver](#)

El análisis químico... Del sol

Los astrónomos, que en 1868 estaban en espera del eclipse del Sol, se proveían como siempre de gran cantidad de aparatos. Esta vez no olvidaban incluir en la lista el espectroscopio que poco antes había permitido descubrir varios elementos nuevos. Al pasar el eclipse las pasiones se calmaron. Pero el 25 de julio de 1868 la Academia de París recibió a la vez dos cartas: una desde las costas de la lejana India, del francés Janssen, y la otra provenía de Inglaterra, del inglés Lockyer. Las cartas casi eran copia literal una de la otra: los dos científicos comunicaban a la Academia que cada uno de ellos había descubierto en el Sol, empleando el análisis espectral, un elemento desconocido en la Tierra. En el espectroscopio presenta una línea amarilla parecida por su color a la del sodio. Pero esta línea no tenía nada que ver con el sodio.

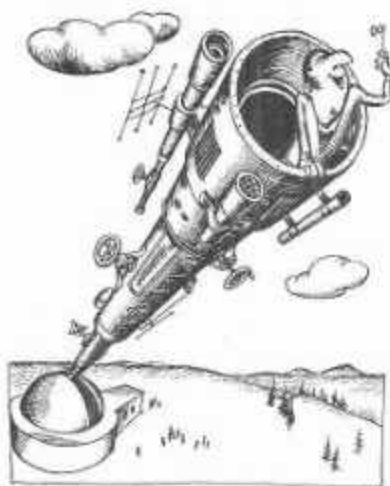


Figura 43

La respetable asamblea de los científicos estaba asombrada. ¡Como si fuera poco que Janssen y Lockyer habían logrado "analizar" el Sol, los dos afirmaban que habían descubierto un nuevo elemento!

En la Tierra, el helio (así fue llamado el "elemento solar") fue descubierto sólo en 1895, o sea, 27 años después.

En honor a este acontecimiento —el descubrimiento de un método que da la posibilidad de proceder a la investigación de los misterios de los lejanos luceros cósmicos— la Academia de París aprobó la decisión de acuñar una medalla especial. En efecto, este método es digno de ser destacado con una medalla especial, pues para efectuar un análisis químico empleando cualquier otro procedimiento, es indispensable tener un pedacito de substancia, por más diminuto que sea. El análisis espectral no experimenta asombro ante ninguna distancia. Después de descubrir el "elemento solar" los científicos más de una vez orientaban sus espectrógrafos (espectroscopios registradores) en dirección hacia el Sol y éste les revelaba mansamente sus secretos.

En pos del Sol llegó el turno de otras estrellas, lejanas y próximas. El brillo de las atmósferas estelares llegaba hasta los espectroscopios terrestres. En la calma de los laboratorios los científicos analizaban la embrollada empalizada de líneas espectrales de todo género. En los astros los científicos descubrían elementos ya conocidos en la Tierra. Sólo después de ochenta años el helio solar entregó el relevo de las sorpresas científicas al elemento tecnecio. Al tecnecio que ocupa la casilla número 43 en la tabla de Mendeléiev. El

tecnecio, fantasma de las menas terrestres, fue inicialmente descubierto en el espectro de algunas estrellas y sólo más tarde los científicos encontraron sus huellas ínfimas en la Tierra. Pero en estas estrellas el tecnecio no es de ningún modo un elemento raro. Allá se forma ininterrumpidamente como resultado de reacciones nucleares.

No se logró descubrir por ahora nuevos elementos ni en el Sol ni en las estrellas. Mas sólo el futuro puede contestar a la pregunta de si se logrará hacerlo en adelante. No se puede excluir la posibilidad de que en las entrañas de las estrellas nacen y subsisten núcleos de aquellos elementos pesados en cuya obtención en los laboratorios terrestres los científicos nada más que comienzan a pensar.

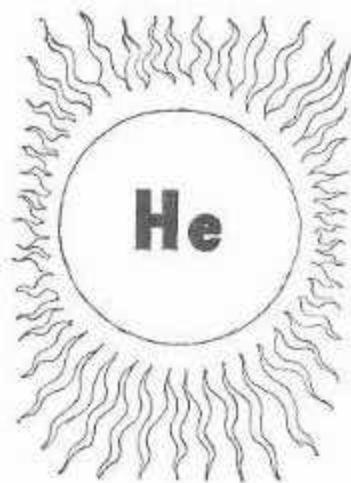


Figura 44

Otra cosa resultó ser muy interesante: en el firmamento está en vigor una "contaduría" de los elementos químicos completamente distinta de la terrestre. En el Cosmos los elementos principales no son el oxígeno y el silicio, sino el hidrógeno y el helio. La proporción de estos elementos, primeros representantes del sistema periódico, en el Universo es muchas veces mayor que la de todos los demás en su conjunto. ¡Ve Ud. a qué paradoja sorprendente nos condujo la química de las estrellas! Nuestra Galaxia es en primer lugar el reino del hidrógeno.

[Volver](#)

Las ondas y la materia

En la naturaleza se puede encontrar un sinnúmero de matices de colores. Los químicos también lo conocen. A veces la gama fantástica de colores los hace verse en un callejón sin salida.

– ¿De qué color es, digamos, la solución de nitrato de neodimio?

– Rosado – contesta el químico.

– ¿Y qué coloración adquiere la solución de hierro trivalente si se le añade el tiocianato de potasio?

– Roja.

– Cuál – será la coloración si a la fenoltaleína se le añade la solución de un álcali?

– Carmesí.

Estas preguntas y respuestas pueden alternarse casi infinitamente, ya que muchas reacciones químicas se desarrollan presentando una determinada coloración y, además, del mismo tipo. Se puede decir que, al nombrar otra decena de compuestos cuyas soluciones tienen color próximo al rojo, nos embrollamos rotundamente (aunque se dice que los

pintores y teñidores de telas distinguen cerca de dos decenas de matices del rojo). ¡Qué no puede hacer un ojo experto!

Pero a los químicos les conviene poco esta distinción "intuitiva" de los colores y matices, ya que incluso la solución de una misma sustancia en dependencia de su concentración puede tener numerosos matices. Cómo se puede recordarlos a todos?

Jonathan Swift, el célebre escritor inglés, escribió irónicamente sobre el tema "científico" de la Academia de Ciencias Laputana, donde los ciegos mezclaban diferentes pinturas.

El sarcasmo del satírico inglés ahora es inconveniente. En la actualidad los químicos pueden contarnos sobre el color de una solución sin verla. Les ayuda en este asunto la llamada espectrofotometría. Este método analítico peculiar recibió su nombre del aparato espectrofotómetro, que permite analizar la coloración de un compuesto químico o de su solución.

Ya Isaac Newton, al dejar pasar un rayo solar muy fino a través de un prisma de vidrio, descubrió que el color blanco es compuesto. Seguramente que cada uno vio el arco iris. Los colores del arco iris constituyen precisamente las componentes del color blanco. El mismo arco iris lo observó Newton dejando pasar el rayo solar a través de un prisma. Este arco iris se llama espectro.

Pero, ¿qué es la luz? Son oscilaciones electromagnéticas, son ondas. Cada onda tiene determinada longitud (comúnmente se designa con la letra griega λ , lambda). Cualquier color o matiz puede ser caracterizado por medio de la longitud de onda. Por ejemplo, los químicos dicen: "El color rojo con la longitud de onda igual a 620 milimicrones", o "El color rojo con la longitud de onda igual a 637 milimicrones" (milimicrón es una milésima del micrón o una millonésima de milímetro). Ahora ya no hay necesidad de dar nombres determinados a los distintos matices: carmesí, rojo, bermellón, escarlata, púrpura, colorado, etc. Basta nombrar la longitud de onda y todos los científicos del mundo entenderán de qué color y de qué matiz se trata. Cada compuesto parece obtener una especie de "carta de identidad" donde en la columna "color" está escrito: "El valor λ es igual a...". Créanos, este documento es muy respetable.

Pero esto es sólo la mitad del asunto, pues el color del compuesto depende de qué rayos y con qué longitud de onda éste absorbe y qué deja pasar. Por ejemplo, si el color de la solución de una sal de níquel es verde, esto quiere decir que la solución absorbe la luz con todas las longitudes de onda, excepto aquellas que corresponden al color verde. En cambio, la solución amarilla del cromato potásico es transparente sólo a los rayos amarillos.

El espectrofotómetro es precisamente el instrumento que permite obtener un torrente de rayos luminosos con longitud de onda completamente definida e investigar cómo se absorben estos rayos por tal o cual sustancia. Mediante los espectrofotómetros fue estudiada una enorme cantidad de compuestos tanto orgánicos como inorgánicos.

Además de la luz visible existe la luz invisible. Luz que el ojo humano no distingue. Estas luces "de más allá", dispuestas allende las fronteras del espectro de luz visible, se llaman radiación ultravioleta e infrarroja. Los químicos penetraron también en este dominio.

Estudiaron los espectros de diferentes sustancias químicas en las zonas ultravioleta e infrarroja y descubrieron en éstas un fenómeno muy interesante. Resultó que a cada compuesto químico (o ion) le es inherente su propio espectro de la banda de absorción, espectro característico tan sólo para este compuesto. En este caso cada sustancia también tiene su propia "carta de identidad" de "colores" (infrarroja o ultravioleta).

Mediante los espectros de absorción se puede realizar no sólo el análisis cualitativo, sino también el cuantitativo. La causa de ello reside en que en muchos casos la intensidad de la coloración es tanto mayor cuanto mayor es la concentración del compuesto químico en la solución. De aquí deriva que con tanta mayor fuerza ésta absorba luz con la longitud de onda determinada. De este modo, al establecer la absorción de la luz por la solución (o, como suele decirse "determinando su densidad óptica") se puede definir fácilmente la cantidad del elemento que nos interesa.

[Volver](#)

Nada más que una gota de mercurio

Desde la más remota antigüedad hasta nuestros tiempos llegó la máxima: "Todo lo genial es sencillo".

Una sola vez el premio Nobel fue concedido por el descubrimiento en el campo del análisis químico. Este descubrimiento fue hecho en 1922 por Yaroslav Heyrovsky, famoso científico checo. Desde entonces Praga llegó a ser una especie de Meca. Empezaron a acudir a esta ciudad en la que vivió Heyrovsky numerosos peregrinos para aprender el nuevo método, la polarografía.

Ahora, en el mundo se publican anualmente más de mil artículos dedicados al análisis polarográfico.

Tratemos de explicar la esencia de este método del modo más elemental. Tenemos un vaso de vidrio, echamos en el vaso la solución de una sustancia cuya concentración se quiere determinar. En el fondo del vaso tenemos una capa de mercurio que sirve de electrodo. Desde un capilar, a intervalos determinados de tiempo, al vaso cae una gota de mercurio que sirve de otro electrodo.

A los electrodos se conduce corriente eléctrica y en la solución debe producirse la electrólisis. Pero esta última es posible sólo a un valor determinado de potencial de la gota de mercurio. Si este valor es pequeño, no hay corriente en el circuito. De aumentar este valor, los iones contenidos en la solución comienzan a perder sus cargas. En el circuito surge la corriente eléctrica.

Cuando la solución posee iones de distintos elementos, aquéllos no se descargan todos de una vez sino gradualmente. Para cada tipo de iones es característico su valor de potencial. Los químicos construyen un gráfico. En la abscisa trazan el valor del potencial y en la ordenada la intensidad de la corriente surgida. La curva recuerda una escalera. Cada escalón de ésta corresponde a la descarga de determinados iones.

La curva escalonada obtenida se compara con la curva modelo, es decir, con la construida de antemano para la solución que tiene concentraciones conocidas de sustancias conocidas. De este modo, se efectúa simultáneamente tanto el análisis cualitativo, como el cuantitativo de la solución. Además, transcurre automáticamente debido al empleo de aparatos especiales.

Al describir el análisis polarográfico, involuntariamente llega a la memoria la palabra elegante. Pero el asunto no sólo reside en su elegancia. Se trata de que la polarografía es simple, rápida y exacta y gracias a estas cualidades suyas supera la mayoría de otros métodos analíticos. Por ejemplo, mediante la polarografía se puede determinar en un centímetro cúbico de solución la presencia de... una millonésima parte de gramo de cloruro de zinc. Para este análisis se necesitará menos de diez minutos.

La idea primitiva de Heyrovsky ya está perfeccionada, han aparecido muchas variantes. Por ejemplo, el análisis polarográfico por adsorción. Su sensibilidad es extraordinariamente alta. En un centímetro cúbico de solución se identifican fácilmente milmillonésimas partes de sustancias orgánicas.

Dónde se necesita la polarografía? Prácticamente, en todas partes. Tanto para el control automático de la producción, como para el análisis de materia prima mineral y aleaciones. La polarografía permite enterarse del contenido en el organismo de vitaminas, hormonas y venenos. Los médicos incluso quieren aplicar el método polarográfico para el diagnóstico precoz del cáncer.

[Volver](#)

El prisma químico

Por un antojo extraño del destino el apellido y la especialidad de este científico coinciden con la denominación del descubrimiento hecho por él.

Era botánico y llevaba el nombre de Mijaíl Semiónovich Tsvet. Tsvet en ruso significa color.

El botánico Tsvet se interesaba por la clorofila. La materia colorante (o pigmento) de la hoja verde ya conocida por nosotros.

Pero el profesor Tsvet fue enterado también de ciertos procedimientos químicos. En particular, él conocía que existían algunas sustancias (adsorbentes) en cuya superficie pueden retenerse (adsorberse) muchos gases y líquidos.

Convirtiendo una hoja en masa verde el investigador preparó a partir de ella un extracto alcohólico. La masa se decoloró. Esto significaba que todos los compuestos colorantes habían pasado a la solución alcohólica. Luego Tsvet preparó un tubo de vidrio, lo llenó de tiza pulverizada humedecida en benceno y echó en este tubo la solución clorofílica.

La capa superior del polvo de tiza se tiñó de verde.

El científico empezó a lavar el tubo con benceno, echándolo gota por gota. El anillo verde comenzó a moverse, desplazándose hacia abajo. Y después –¡qué maravilla!– se desintegró en varias franjas de distinto color. Hubo franjas amarillo-verde, verde-azul y tres de distintos matices de amarillo. El botánico Tsvet observó un cuadro muy interesante. Este cuadro resultó ser un verdadero hallazgo para los químicos.

El resultado del experimento permitió sacar la conclusión de que la clorofila era una mezcla compleja de varios compuestos, aunque próximos entre sí por la estructura de sus moléculas y sus propiedades. Lo que ahora se denomina clorofila es tan sólo uno de estos compuestos, aunque el principal. Todas estas sustancias se pueden separar una de la otra mediante un procedimiento muy sencillo.

Todas estas sustancias se adsorbían por la tiza, pero cada una a su manera. Se retenían en la superficie de la tiza pulverizada con distinta intensidad. Y cuando el benceno (líquido lavador) pasaba por el tubo, arrastraba tras él las sustancias en una sucesión determinada. Al principio, las retenidas con menor intensidad, luego, las más arraigadas. Así se operaba la separación.

De modo semejante a como un prisma descompone la luz solar en los colores del espectro, la columna de adsorbente ("prisma químico") desintegraba la mezcla de sustancias compleja en sus componentes.

El nuevo método de análisis descubierto en 1903 por Mijaíl Tsvet fue bautizado por el mismo autor que lo llamó cromatografía (del griego "khroma", color, y "graphe", escribir).

En la actualidad se puede decir que el método cromatográfico es el arma casi más importante de todos los laboratorios analíticos del mundo.

Pero el destino de muchos descubrimientos científicos es inconcebible. Unos caen en el olvido y, además, por muchos años, para después fulminar en el horizonte científico cual estrellas de primera magnitud. Así sucedió con la cromatografía. La recordaron verdaderamente tan sólo en los años cuarenta. Pero una vez recordada, nadie lo lamentó.

[Volver](#)

Cómo fue descubierto el prometio

Hablando con propiedad, este elemento, con el número atómico 61, fue descubierto varias veces. Y siempre se le daba otro nombre: ilinio, florencio, ciclonio. Pero en cada oportunidad el descubrimiento era erróneo, y el nombre de turno del muerto al nacer iba a parar a los anales de la historia.

Después los científicos demostraron que el elemento número 61 sencillamente no existe en la Tierra. Y no por un capricho extraño de la naturaleza que privó el sistema periódico de uno de sus representantes. La causa era otra. Todos los isótopos del elemento número 61 son radiactivos, muy inestables y se habían desintegrado en tiempos muy remotos, transformándose en isótopos de los elementos vecinos.

En fin de cuentas, en 1945, este elemento fue obtenido artificialmente, por así decirlo, en el proceso de trabajo del reactor nuclear. Cuando los núcleos de uranio –"combustible" para el reactor– se fisionan, se forma gran cantidad de fragmentos, núcleos de elementos más ligeros. Entre éstas figura también el prometio (por fin, llamaremos a este elemento no atrapable por su verdadero nombre).

Los físicos teóricos después de largas cavilaciones podrían poner su firma bajo esta información, pero los químicos necesitaban "palpar" el prometio con sus propias manos, ver por lo menos un corpúsculo del nuevo metal o, en todo caso, de su compuesto.

No obstante, es difícil creer que se lograría separar de la mezcla de los fragmentos de fisión del uranio no más de unas décimas o hasta centésimas partes de gramo del elemento número 61.

Acaso es un obstáculo? Para aquel entonces los químicos ya sabían manejar cantidades mucho más pequeñas de sustancias. Y con bastante éxito.

La complejidad consiste en otra cosa. El prometio pertenece a los elementos de tierras raras. Ya hemos hablado del gran parecido que existe entre los miembros de esta familia. En la mezclanza de los fragmentos nucleares abundan, en cantidad bastante considerable, los vecinos más próximos del prometio, el neodimio y el samario.

La primera tarea es separar el prometio de estos vecinos. Pero, ¡qué difícil es esto! Los químicos que consagraban su vida a la investigación de las tierras raras realizaron una hazaña científica. Es una tortura, y no se puede emplear otra palabra, el separar catorce mellizos, de modo que cada uno se presente individualmente.

(El químico francés Urbain decidió una vez preparar tulio puro. Consiguió su objetivo. Pero esto le costó cinco años de vida y tuvo que realizar más de 15 mil operaciones químicas extremadamente monótonas y agotadoras.)

Separar el prometio puro es un poco más fácil, pero no mucho. Además, téngase en cuenta que éste es radiactivo y se desintegra rápidamente. ¿No puede suceder que no quede nada del prometio para el final del proceso de separación?

Entonces, se necesitan métodos más rápidos. Para que no se inviertan años, meses, ni siquiera semanas en la separación de los lantánidos, sino horas. Pero la química no posee tales métodos.

En estas circunstancias se acordaron de la cromatografía.

... El tubo separador de Tsvet (ahora tiene un nombre más imponente, el de columna cromatográfica) se llena de adsorbente ((no de tiza, como antes, sino de resinas especiales de intercambio iónico). A través de la resina se deja pasar una solución de sales de elementos de tierras raras. Aunque los lantánidos son muy parecidos, no son idénticos. Cada uno forma con la resina un complejo.

Estos complejos son de estabilidad diferente. Esta diferencia esta sujeta a un orden. El primero de la familia, el lantano, se combina con la resina con mayor intensidad. La combinación del último, el lutecio es, en cambio, la más débil.

Luego la resina se lava con una solución especial. Las gotas de la solución envuelven dos granos de la resina y parece que arrastran los iones de los elementos de tierras raras, observando, a su vez, una sucesión estricta.

De la columna se vierten gotas de soluciones puras de sales de tierras raras: en primer lugar las sales de lutecio y, al final, las de lantano.

Precisamente por esta vía los científicos norteamericanos J. Marinsky, L. Glendenin y C. Coryell separaron el prometio del neodimio y samario, empleando en todo este proceso tan sólo varias horas.

[Volver](#)

El aroma de las fresas

Un claro en un pinar. Un cálido día de julio. Y fresas, fresas bajo los pies, maduras, rugosas, de rojo vivo. De sabor exquisito, y que parecen derretirse en la boca.

¿Pero qué olor tienen las fresas? Confíese que nunca ni pensó en ello. Unicamente, con delicia aspiraba la fragancia del pinar y el aroma del claro del bosque acariciado por el Sol. Sin embargo, resulta que el olor es algo muy complejo. Existe toda una ciencia de olores.

Hasta ahora los científicos no han llegado a un punto de vista único: por qué unas sustancias poseen olor muy fuerte y otras son inodoras? ¿Por qué unos olores son agradables y otros repugnantes?

No hay duda de que el olor de una sustancia está ligado a la estructura de sus moléculas. Mas, de qué modo? Precisamente esto es lo que no se conoce aún hasta el fin. Por ahora no existe una teoría física estricta del olor.

Para los químicos la vida es un poco más fácil. Está en su poder la identificación de diferentes moléculas "responsables" por tal o cual olor. Los químicos, por ejemplo, podrán decirle a qué huelen las fresas.

El aroma de las fresas es una mezcla complicadísima de noventa y seis olores de los más variados. Cualquier perfumista, incluso el más experto, podría envidiar la naturaleza creadora de excelentes perfumes "de fresa".

¿De qué manera se logró descifrar la composición de los perfumes "de fresa"?

Empleando el método de la cromatografía gaseoso-líquida.

En este método sirve de adsorbente el dióxido de silicio SiO_2 especialmente preparado y humedecido con un líquido no volátil. El medio móvil es un gas noble (por ejemplo, argón).

No hay nada más.

También se puede humedecer un tubo de vidrio con un líquido no volátil, sólo que el tubo debe ser muy largo. Por ejemplo, para "desentrañar" el olor de fresas frescas los investigadores aprovecharon un tubo de... 120 metros de largo.

Claro está que necesitaron poner ese tubo en espiral y colocar el termostato en un aparato especial.



Figura 45

El termostato aseguraba el aumento lento y uniforme de la temperatura. Los diferentes componentes del olor de fresas son volátiles en distinto grado: unos lo son más; otros menos. Por esta razón se dispusieron en una sucesión determinada a todo lo largo del tubo. Y para su expulsión, se dejó pasar por el tubo un chorro de argón. En la salida, aparatos complicados registraban el paso de distintas sustancias. Resultó que el olor de las fresas contenía noventa y seis...

Las posibilidades de la cromatografía gaseosa son extraordinarias. Permite revelar concentraciones de sustancias del orden de 10^{-12} de gramo.

Los químicos estudiaron, empleando este método, muchas sustancias naturales muy complejas.

Cuántos componentes distintos, a su parecer, contiene el petróleo? Ni más ni menos que cerca de doscientos treinta. Y no sólo se logró contarlos, sino también determinar qué representa cada uno de ellos.

[Volver](#)

La muerte de Napoleón, leyenda y realidad

Según la versión oficial Napoleón Bonaparte I murió el 5 de mayo de 1821 en la isla de Santa Elena. La causa de la muerte fue cáncer del estómago, enfermedad que en menos de medio año llevó a la tumba al que fuera soberano de la mitad del mundo. El acta médica fue firmada por el doctor Antommarchi.

Aunque esta versión fue confirmada, eran pocos los que creían en ella y no sin fundamento. Muchos allegados del gran emperador hasta el final de sus días insistieron en que la muerte de Napoleón no era natural, sino que éste fue envenenado.

Además, el mismo Bonaparte una semana antes de su muerte, al dictar el texto de su testamento, dijo: "A mí me mató la oligarquía inglesa y su asesino asalariado".

Pero con qué ponzoña podían envenenar a Napoleón? En el siglo pasado ya se conocían más que suficientes venenos. Pero el asesino desconocido no podía aprovechar uno cualquiera para perder al emperador.

Era necesario un veneno insípido, para que la víctima no sospechase nada. No muy fuerte, para que matase paulatinamente, acumulándose lentamente en el organismo. Por ejemplo, el arsénico.

De este modo surgió otra versión: Bonaparte fue envenenado con arsénico.

Pero, ¿cómo demostrarlo? Las suposiciones no son nada más que suposiciones y aquí lo que se necesita son confirmaciones seguras. No quedaron testigos, y sería un sacrilegio exhumar de la sepultura los restos mortales del emperador para investigarlos.

Sin embargo, transcurridos 140 años desde el triste acontecimiento, en la ciudad escocesa de Glasgow comenzó una investigación insólita sobre la muerte violenta de Napoleón. La investigación fue realizada por dos médicos: Smith y Forshufwood.



Figura 46

Empezaron la investigación dirigiéndose a varios museos del mundo con una petición extraña: de si los museos tenían entre sus colecciones... cabellos del gran francés. Tuvieron que esperar un tiempo bastante largo antes de que la suerte les sonriera. Les mandaron varios cabellos cortados de la cabeza de Napoleón unas horas después de su muerte. Los médicos escoceses conocían que el arsénico, una vez en el interior del organismo humano, se acumula paulatinamente en los cabellos. Si se le descubriera en los cabellos de Napoleón, resultaría. . .

Es fácil decir, si se le descubriera. No olvide que la cantidad de arsénico en los cabellos es menos que insignificante. Claro, se pueden aplicar métodos químicos de análisis, mas son poco sensibles y no excluyen errores posibles. Y en este caso hace falta saber con seguridad.

Entonces en la investigación tomó parte el físico sueco Wassen.

El investigador colocó los preciosos cabellos, guardados con seguridad en un cilindro de aluminio, en un reactor de uranio y los dejó en éste durante varias horas.

Cuando sacaron los cabellos y efectuaron las mediciones correspondientes se puso de relieve: sí, Napoleón pereció a causa del arsénico. Sus cabellos contenían trece veces más arsénico que de costumbre. Además, el arsénico fue suministrado al emperador paulatinamente, en dosis pequeñas.

¿De qué modo, entonces, lograron los científicos a revelar la verdadera causa de la muerte de Bonaparte y descubrir el arsénico sin aplicar ningunos, absolutamente ningunos, métodos químicos?

[Volver](#)

Análisis por radiactivación

El arsénico natural es un elemento muy estable. En todo caso, nadie de los científicos nunca observaba en él indicios de radiactividad, aunque sea en un grado infinitamente pequeño.

Además, el arsénico tiene otra peculiaridad. Como se dice, es un elemento solitario. La mayoría de otros elementos es una mezcla de dos, tres y, a veces, más isótopos. Por ejemplo, el estaño tiene diez variedades de átomos y todas se encuentran en la naturaleza. El arsénico es solitario. Su núcleo contiene 33 protones y 42 neutrones, y esta combinación es muy estable.

Pero si en este núcleo, por cualquier procedimiento, se introduce un neutrón más, la estabilidad anterior desaparece por completo, sin dejar huella. Se forma otro isótopo de arsénico, isótopo radiactivo que para detectarlo no se necesitan métodos químicos. Basta aprovechar instrumentos especiales que registran emisiones radiactivas. Cuanto mayor es la cantidad de arsénico radiactivo, tanto más intensa es esta emisión.

En ello se basa el principio del sencillo, pero verdaderamente gran método del análisis por radiactivación. Este análisis da la posibilidad de detectar cantidades infinitamente pequeñas de sustancias: fracciones de gramo designadas con los números que representan el décimo o duodécimo signo decimal. Para lograr este objetivo es suficiente irradiar el objeto a analizar con un torrente de neutrones y luego medir la intensidad de la radiación emitida por los isótopos radiactivos formados.

Aplicando este método los historiadores averiguaron las circunstancias de la muerte de Napoleón Bonaparte. ¡No es éste un ejemplo excelente de la ayuda que prestan las ciencias exactas!

Para los analíticos contemporáneos el análisis por radiactivación es un ojo que lo penetra todo. Ve con facilidad aquello que está oculto a casi todos los demás métodos analíticos. Todos saben que el germanio puro es un magnífico semiconductor. Mas figúrese que, por casualidad, en él está presente una impureza de átomos de otro elemento, por ejemplo, de antimonio. No se puede decir que la impureza es muy grande: a un billón de átomos de germanio corresponde... un átomo de antimonio. Pero esta cantidad ínfima reduce a nada las propiedades semiconductoras del germanio.

Por esta razón el germanio debe ser escrupulosamente ensayado a la pureza.

El único método que permite hacerlo es el análisis por radiactivación.

Bueno, los neutrones se precipitan contra la placa de germanio. Los químicos conocen que éste contiene cierta cantidad de antimonio. Puede ser que esta cantidad es tan pequeña, que no vale la pena prestarle atención. Pero es posible que sea demasiado grande y el germanio "puro" resulte defectuoso.

El comportamiento de los núcleos de los átomos de germanio y de antimonio respecto a los neutrones es diferente. Los primeros, impasibles, los dejan pasar de lado, en cambio, los segundos los absorben con avidez. Por eso sólo se forman isótopos radiactivos de antimonio. Ahora entran en el juego los contadores de emisiones radiactivas. Estos indican con seguridad si es grande o pequeña la cantidad de antimonio en el germanio.

[Volver](#)

¡Cómo pesar lo imponderable!

¿Es mucho 500 microgramos? Vamos a contar. Un microgramo es una milésima de miligramo o una millonésima de gramo. De aquí se desprende que 500 microgramos son cinco diezmilésimas de gramo o medio miligramo. Si tenemos 500 microgramos de agua esto constituye medio milímetro cúbico o, aproximadamente, la tercera parte de la cabeza de un alfiler. ¿Y si nuestra sustancia es diez veces más pesada? Resulta que su volumen será diez veces menor. Es difícil incluso percibir aquella cantidad. ¿Acaso se puede hacer algo con ella? Lo único que queda es mirarla bajo el microscopio.

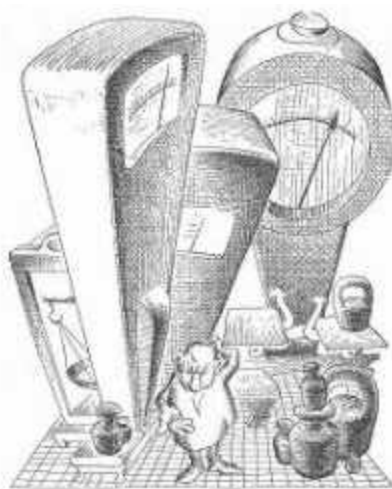


Figura 47

En 1942 en las manos de los científicos norteamericanos se encontraron 500 microgramos de plutonio, y no más. Pero a base de esa cantidad verdaderamente imponderable supieron estudiar las propiedades principales del elemento, y, además, con tanta plenitud que dentro de un año se logró levantar el proyecto de una planta para la producción de plutonio. Pero en el curso de las más diversas operaciones químicas los químicos tuvieron que recurrir reiteradas veces a la pesada...

Acaso hay algo complicado en una balanza? Una balanza es una balanza. Hasta la microbalanza analítica que permite pesar con la exactitud de una centésima de miligramo es bastante sencilla por su construcción. Pero este grado de sensibilidad hace mucho que no satisfacía a los científicos. A principios de nuestro siglo fue creada una balanza que daba la posibilidad de pesar con una exactitud de hasta una diezmilésima de miligramo. A propósito, precisamente con la ayuda de esta balanza el químico inglés William Ramsay pesó cerca de $0,16 \text{ cm}^3$ de radón y confirmó la hipótesis de Rutherford sobre el mecanismo de la desintegración radiactiva del radio.

Pero ni siquiera esta balanza era un límite. Dentro de algún tiempo el químico sueco Hans Patterson construyó una balanza que permitía pesar con la exactitud de hasta seis diezmilésimas de microgramo, es decir, $6 \cdot 10^{-10}$ gramo. Es en extremo difícil imaginar tal exactitud.

La pesada superexacta, la pesada de lo imponderable, es uno de los logros de una nueva ciencia, la utramicroquímica. Hay también otros logros de no menos importancia. Se han elaborado métodos que permiten efectuar diferentes operaciones químicas con volúmenes de sustancias extraordinariamente pequeños: hasta una diezmilésima de mililitro (centímetro cúbico), con la particularidad de que en una serie de casos la exactitud alcanza la magnitud aproximada de una diezmilésima de microlitro ($1-10^{-10}$ litro).

Los métodos ultramicroquímicos encuentran aplicación vasta no sólo en las investigaciones biológicas y bioquímicas, sino también, y especialmente, en el estudio de los elementos transuránicos artificiales.

[Volver](#)

La química de los átomos solitarios

Hubo una época en que los químicos se lamentaban amargamente de que era difícil estudiar las propiedades de un nuevo elemento si disponían sólo de miligramos de sustancia. Luego, el "criterio de pequeñez" fue revisado reiteradas veces. En 1937, los científicos italianos Perrier y Segre estudiaron bastante bien las propiedades del elemento número 43, el tecnecio, que acabó de obtenerse artificialmente. En las manos de los investigadores se hallaba nada más que... una diezmillonésima parte de gramo del nuevo representante de la tabla de Mendeléiev.

El experimento resultó ser muy aleccionador. Al trabajar con los transuránicos los químicos tuvieron que olvidar terminantemente que existían tales unidades de peso como gramos, miligramos y microgramos. "Cantidades imponderables e invisibles", éstos eran los términos que figuraban en las páginas de los artículos científicos dedicados a los elementos transuránicos. Cuanto más lejos se promovían los investigadores en este dominio del sistema periódico, tanto mayores eran las dificultades con que tropezaban.

Al fin y al cabo llegó el turno del elemento número 101, llamado mendelevio en honor del gran químico ruso.

Por cuanto el nuevo transuránico recibió su nombre, esto significaba que los científicos estaban firmemente convencidos de que lograron obtenerlo de hecho.

Fue relativamente fácil vaticinar las condiciones en las que se podía contar con éxito para la síntesis del elemento número 101. Tampoco costó mucho trabajo escribir la ecuación de la correspondiente reacción nuclear. Se logró prever qué isótopo del nuevo transuránico debía formarse.

Esto fue teóricamente. Lo que se produjo prácticamente exigía ser confirmado. Eran necesarias las pruebas de que como resultado del proceso nuclear se formaron precisamente isótopos del elemento número 101 y no de otro cualquiera.

Luego empezaron cosas fantásticas. "En el curso de un experimento de síntesis del elemento número 101 no se puede contar con obtener más de un átomo de este elemento" – afirmaron los cálculos fisicomatemáticos estrictos. Así también resultó ser en la realidad. Un solo átomo, un átomo único y desconocido anunciaba su nacimiento.

Pero de veras este átomo pertenecía al elemento número 101?

Los instrumentos radiométricos sensibles permitieron determinar el período de semidesintegración del átomo, pero no su naturaleza química.

En general, ¿acaso se puede estudiar por lo menos las propiedades químicas principales de un solo átomo?

En este caso ayudó la cromatografía.

Siga ahora el curso de nuestros razonamientos: el elemento número 101 debe pertenecer a la familia de los actínidos, y los actínidos pesados en muchas de sus particularidades son semejantes a los elementos de otra familia análoga, la de los lantánidos. La separación de los lantánidos se verificó con éxito empleando la cromatografía de intercambio iónico: en esa clasificación los lantánidos individuales se separaron de la mezcla observando una sucesión estrictamente determinada. Al principio, los pesados, luego, los ligeros.

En la serie de actínidos el elemento número 101 debe ir después del einstenio (N° 99) y, el fermio (N° 100). Si quisiéramos separar el einstenio, el fermio y el elemento número 101 empleando el método cromatográfico, en las primeras gotas del líquido que sale de la columna cromatográfica debería presentarse el mendelevio.

Diecisiete veces, una tras otra, repitieron los químicos los experimentos para la síntesis de mendelevio. Diecisiete veces aplicaron la cromatografía de intercambio iónico para revelar la esencia química del nuevo átomo creado por voluntad del hombre. Y cada vez el átomo de

mendelevio aparecía precisamente en aquella gota de la solución, en la cual debía aparecer según los datos teóricos.

Esto significa que el número atómico del mendelevio es 101 y que por sus propiedades es un actínido típico.

Se puede decir que con el mendelevio los científicos tenían suerte, porque su período de semidesintegración es relativamente grande, cerca de noventa minutos. Este intervalo es suficiente para realizar una cantidad considerable de reacciones químicas y para conocer las propiedades del nuevo elemento. A propósito, uno de estos experimentos culminó con una sorpresa: resultó que el mendelevio en estado bivalente acusa una gran estabilidad. Al mismo tiempo se puso de manifiesto que la misma peculiaridad es inherente al einstenio, fermio y al elemento N° 102. Por consiguiente, los actínidos pesados en algunos rasgos también se diferencian considerablemente de los lantánidos. En una palabra, es una sorpresa que da mucho que pensar.

Empero, el período de vida del elemento N° 102, sin hablar ya de laurencio y curchatovio, se mide con segundos y fracciones de segundo. En este caso ni la cromatografía de intercambio iónico puede ayudar. El elemento se desintegra antes de que puede salir de la columna distribuidora:

En consecuencia se necesitan métodos más rápidos, se puede decir fugaces, de investigación. Los científicos llaman a estos métodos expreso. Estos se basan en las leyes de la química gaseosa. Por esta vía en Dubna se estudiaron las propiedades del elemento N° 102 y se determinó la naturaleza química del curchatovio que, al parecer, es análogo del hafnio.

[Volver](#)

¡Existe un límite!

Todo en el mundo tiene su fin, excepto el Universo, que no tuvo comienzo y no tendrá fin. De este modo, hablando en general, existe, sin duda alguna, el límite para el análisis. Si aprendemos a determinar la naturaleza química de los átomos solitarios de un elemento o de las moléculas de una sustancia química, podríamos poner aquí un punto.

Pero en este caso hablaremos de cosas algo distintas. Aún a principios de los años cuarenta de nuestro siglo, o sea, hace unos 30 años los químicos sabían analizar la mayoría de las impurezas si su contenido en la sustancia principal constituía 0,01–0,001%, y casi todos estaban satisfechos con ello. Mas en nuestros días la ciencia y la técnica avanzan a paso de gigante y para el comienzo de los años sesenta ya surgió la necesidad de poder determinar unas billonésimas (10^{-12}) de tanto por ciento de la impureza. Sin embargo, en aquel período, en cuanto a la posibilidad de determinar elementos aislados sólo estuvimos acercándonos a estas cifras, mientras que ahora estamos en condiciones de detectar algunos elementos y sus compuestos en estas cantidades. En primer lugar aquí prestan ayuda los métodos del análisis por radiactivación, la cromatografía gaseosa y la espectrometría de masas que permiten a los científicos determinar esas "menudencias".

Las exigencias para el análisis de las impurezas crecerán sin cesar. El conocido científico soviético, académico I. P. Alimarin estima que las exigencias para la pureza de los materiales tienden a un límite en que será necesario determinar átomos individuales de las impurezas, es decir cantidades de sustancia del orden de 10^{-23} g. Esta tarea que está muy lejos de ser fácil va a resolverse por los esfuerzos mancomunados de los físicos y los químicos. En la actualidad está resuelta para los átomos radiactivos. Ahora ya sabemos identificar ejemplares únicos de átomos radiactivos de algunos elementos químicos. No obstante, la sensibilidad de determinación de átomos estables y sus compuestos está aún lejos de ser límite. Este es el campo donde los métodos de análisis están esperando a los "descubridores" de esa "tierra desconocida".

[Volver](#)

El número que deja pasmada la imaginación

En sus cálculos los científicos operan frecuentemente con las llamadas constantes, magnitudes numéricas que caracterizan tal o cual calidad o propiedad. Ofrecemos una de éstas a su atención.

Se denomina número de Avogadro, en honor del famoso científico italiano quien la introdujo. El número de Avogadro designa una cantidad plenamente definida de átomos. La cantidad contenida en un átomo–gramo de elemento dado.

Recuérdese que se llama átomo–gramo la cantidad de elemento numéricamente igual a su peso atómico en gramos. Por ejemplo, el átomo–gramo de carbono es igual (en cifras redondas) a 14; de hierro, 56; de uranio, 238.

Y en todos casos habrá precisamente tantos átomos, al cual es igual el número de Avogadro. Si lo escribimos en una hoja de papel, se representará aproximadamente por una unidad seguida por veintitrés ceros; más exactamente se representa así: $6,025 \cdot 10^{23}$.

Tal es la cantidad de átomos contenidos en catorce gramos de carbono, cincuenta y seis gramos de hierro y doscientos treinta y ocho gramos de uranio.

El número de Avogadro es terriblemente grande, grande hasta tal punto que es difícil figurárselo. Sin embargo, intentaremos hacerlo.

En el globo terráqueo viven cerca de tres mil millones de personas. Supongamos que toda la población de la Tierra se pone por objeto contar el número de átomos en el átomo–gramo de cierto elemento. Esto es, que cada persona trabaje ocho horas diarias y pronuncie cada segundo una cifra.

Cuánto tiempo necesitarán los habitantes de la Tierra para contar cada uno de los $6,025 \cdot 10^{23}$ átomos?

Es un cálculo muy fácil que Ud. mismo puede realizar, pero que da resultados sorprendentes: cerca de 20 millones de años. Como se dice, hay más que motivos para quedarse pasmado.

La inmensidad del número de Avogadro nos permite persuadirnos de que la idea sobre la presencia universal de los elementos químicos descansa sobre una base sólida. Podemos descubrir la presencia de por lo menos varios átomos en todas las partes.

El número de Avogadro es tan inmenso que se hace evidente la imposibilidad de obtener una substancia absolutamente pura, sin cualesquiera impurezas. No se puede ni pensar en atrapar un solo átomo de impureza entre los 10^{23} , sin que se introduzca otra cualquiera. En efecto, el gramo, digamos, de hierro contiene cerca de 10^{22} átomos. Si la impureza consistente, por ejemplo, en átomos de cobre constituye solamente 1% (10 miligramos), esto dará ni más ni menos que 10^{20} átomos. Si el contenido de la impureza se rebaja hasta una diezmilésima de por ciento, en todo caso a los 1023 átomos de substancia principal corresponderán 10^{16} átomos de impureza. Supongamos que la impureza incluye todos los elementos del sistema periódico. Entonces cada elemento de la impureza será representado, en promedio, por 10^{14} , o sea, por cien billones de átomos.

[Volver](#)