Capítulo II
LA SERPIENTE MORDIENDO SU COLA

Contenido:

El alma de la ciencia química
Rayos y tortugas
Una barrera maravillosa
La serpiente mordiendo su cola
Cómo la "tortuga" se convierte en "rayo", y viceversa
Reacciones en cadena
Cómo la química trabó amistad con la electricidad
Enemigo número uno...
...Y cómo combatirlo
Un chorro luminoso
El sol como químico
Dos variantes de lazos químicos
La química y la radiación
La más larga de las reacciones

* * *

El alma de la ciencia química

Casi todo lo que nos rodea en la Tierra consta de compuestos químicos. De las más diversas combinaciones de elementos químicos.

Sólo una parte infinitamente pequeña de la materia terrenal se presenta en forma de sustancias elementales: gases nobles, metales de la familia del platino, oro, plata, mercurio, antimonio, así como carbono en diferentes formas. Quizá no haya nada más.

Es posible que en tiempos muy remotos el coágulo de la materia cósmica, del que en fin de cuentas nació nuestro planeta, se hubiera formado únicamente de los átomos de un centenar de elementos químicos. Habían transcurrido siglos, milenios, millones de años. Se modificaban las condiciones. Los átomos entraban en reacciones recíprocas. El gigantesco laboratorio químico de la naturaleza comenzó su labor. La naturaleza-químico en el curso de su larga evolución aprendió a preparar las sustancias más diversas. Desde la simple molécula de agua hasta las complejísimas proteínas.

La evolución del globo terráqueo y de la vida que en éste existe se debe en grado considerable a la química.

Ya que toda la diversidad de los compuestos químicos surgió gracias a los procesos que se denominan reacciones químicas. Estas últimas son la verdadera alma de la ciencia química y su contenido principal. Es imposible calcular ni siquiera aproximadamente, cuántas reacciones químicas tienen lugar en el mundo, digamos, durante un solo segundo.

Para que el hombre pueda pronunciar, por ejemplo, la palabra "segundo", en su cerebro deben operarse numerosos procesos químicos. Nosotros hablamos, pensamos, nos alegramos o entristecemos, y tras todas estas acciones se ocultan millones de reacciones químicas. No las vemos aunque de paso, sin pensar en ello - pero observamos diariamente una enorme cantidad de interacciones químicas.

...Echamos al té una rodaja de limón y el color del té se vuelve menos intenso, encendemos un fósforo y el palillo de madera se quema convirtiéndose en carbono.

Todo esto son reacciones químicas.

El hombre primitivo que aprendió a encender la hoguera, al mismo tiempo era el primer químico. De acuerdo con su deseo realizó la primera reacción química, la reacción de oxidación. La más necesaria y la más importante en la historia de la humanidad.

Esta reacción proporcionó calor a nuestros remotos antepasados, calentando sus viviendas en los días de frío. En nuestros tiempos esta reacción abrió el camino al cosmos, propulsando al espacio cohetes de muchas toneladas de peso. La leyenda de Prometen que regaló fuego al hombre es al mismo tiempo la leyenda sobre la primera reacción química.
Cuando entran en acción recíproca sustancias simples o complejas, por regla general, dan señal de esta interacción.
Échese un pedacito de zinc a la solución de ácido sulfúrico. Al instante, empiezan a levantarse burbujas de gas y pasado un rato el pedacito de metal desaparecerá. El zinc se ha disuelto en el ácido, acompañándose este fenómeno del desprendimiento de hidrógeno. Usted, con sus propios ojos, ha observado el proceso.
O bien, enciéndase una bolita de azufre. Arde con llama azulenca produciendo un olor' asfixiante: el azufre se combina con el oxígeno y forma un compuesto químico, el anhídrido sulfuroso.
Tan pronto como se moja con agua el polvo blanco de sulfato de cobre anhidro $CuSO_4$, éste adquiere coloración azul. La sal se combina con agua y se forman cristales azules de vitriolo azul $CuSO_4 \times 5H_2O$. Las sustancias de este tipo se denominan hidratos cristalinos.
¿Conoce Ud. el proceso de apagar la cal? Sobre la cal viva se echa agua y se obtiene cal muerta $Ca(OH)_2$. El color de la sustancia no cambia, pero es muy fácil comprobar que la reacción ha tenido lugar. ¿De qué modo? Al apagar la cal se desprende mucho calor.
La primera condición indispensable de todas las reacciones químicas, sin excepción, es que se desarrollan con desprendimiento o absorción de energía térmica. A veces se desprende una cantidad de calor tan grande, que esto es fácil determinar a tientas. Y si esta cantidad es pequeña, acuden en ayuda métodos especiales de medición.
Volver

Rayos y tortugas

Una explosión es algo terrible. Terrible porque ocurre instantáneamente. En fracciones de segundo.
Pero, ¿qué es una explosión? Es una reacción química común y corriente, que se acompaña de un desprendimiento de grandes cantidades de gas.
Es el ejemplo de un proceso químico que transcurre momentáneamente. Digamos, la quema de la pólvora en el cartucho. O la explosión de la dinamita.
Sin embargo, la explosión es un caso extremo. La mayor parte de las reacciones se desarrollan en intervalos de tiempo más o menos prolongados.
Hay muchas reacciones cuyo curso es tan lento que es difícil descubrirlo.
. . .En un recipiente de vidrio están mezclados dos gases: el hidrógeno y el oxígeno, o sea, partes integrantes del agua. El recipiente puede mantenerse sin cambios un plazo indeterminado: un mes, un año, cien años. Pero en la superficie del vidrio no se ve ni una gota de agua. Parece que el hidrógeno, en general, no se combina con el oxígeno. Mas en realidad sí se combina. Sólo que con extraordinaria lentitud. Deben pasar milenios para que en el fondo del recipiente se forme una cantidad apenas perceptible de agua.
¿En qué reside el quid de la cuestión? En la temperatura. A la temperatura ambiente (15-20°C) el hidrógeno y el oxígeno interactúan, pero muy lentamente.
No obstante, tan pronto como se calienta el recipiente, sus paredes quedan humedecidas, que es una señal segura de que la reacción está desarrollándose. A 550°C el recipiente se hace añicos, ya que a esta temperatura el hidrógeno y el oxígeno reaccionan con explosión.
¿Cuál es la causa de que el calor acelere tanto el curso de este proceso químico, obligando a la tortuga a moverse con velocidad de un rayo?
El hidrógeno y el oxígeno en estado libre se presentan en forma de moléculas H_2 y O_2. Para unirse en la molécula de agua, deben chocar.
Cuanto más frecuentes son esas colisiones, con tanta mayor probabilidad se forma la molécula de agua. A temperatura y presión ambiente cada molécula de hidrógeno choca con una molécula de oxígeno más de... diez mil millones de veces por segundo. Si cualquier

choque hubiera llevado a la interacción química, la reacción se realizaría más rápidamente que una explosión: ¡en 0,000 000 0001 de segundo!
Pero no notaremos ningún cambio en nuestro recipiente ni hoy, ni mañana, ni dentro de diez años. En condiciones normales, sólo muy pocas colisiones llevan a la reacción química. La explicación de este fenómeno reside en que las que chocan son las moléculas de hidrógeno y oxígeno.
Antes de reaccionar estas moléculas deben disociarse en átomos. O, más precisamente, deben distenderse los enlaces de valencia entre los átomos de oxígeno y los de hidrógeno en sus moléculas. Deben distenderse hasta tal grado que no impidan la asociación de los átomos heterogéneos de hidrógeno y oxígeno. Es la temperatura la que hace las veces de látigo arreando la reacción. Obliga a las moléculas a oscilar más fuertemente, lo que a su vez distiende los enlaces de valencia. Y cuando el hidrógeno y el oxígeno se encuentran en el ámbito atómico, la reacción entre ellos es instantánea.
Volver

Una barrera maravillosa
Figurémonos un cuadro extraño.
Al instante que mezclamos el hidrógeno con el oxígeno aparece el vapor de agua. Apenas una plaquita de hierro entra en contacto con el aire, inmediatamente se cubre de ornamento rojizo de herrumbre y pasado algún rato el duro y brillante metal se convierte en polvo friable de óxido.
Todas las reacciones químicas, sin ninguna excepción, empiezan a desarrollarse con una velocidad que da envidia. Todas las moléculas empiezan a reaccionar una con otra independientemente de la energía que poseen. Cada choque de dos moléculas lleva inevitablemente a su unión química.
De la Tierra desaparecieron los metales, ya que se oxidaron. Las sustancias orgánicas complejas, incluyendo las que forman parte de la composición de la célula viva, se convirtieron en compuestos simples, pero más estables.
¡Qué cuadro de un mundo tan singular! Un mundo sin vida, un mundo sin química, un mundo fantástico de compuestos muy estables que no tienen ningún deseo de entrar en interacciones químicas.
Afortunadamente, no nos amenaza tal pesadilla. En el camino de la "catástrofe química" universal se interpone una barrera maravillosa.
Esta barrera es la así llamada energía de activación. La energía de las moléculas, para que éstas puedan entrar en reacción química, debe ser no inferior a las correspondientes magnitudes de la energía de activación.
Por ejemplo, entre las moléculas de hidrógeno y oxígeno, incluso a temperatura ambiente, siempre hay tales cuya energía sea igual a la energía de activación o mayor que ésta. Por esta razón, la formación de agua tiene lugar incluso en estas condiciones, aunque el proceso transcurre con extraordinaria lentitud, por mera circunstancia de que existen muy pocas moléculas suficientemente enérgicas. La temperatura elevada, en cambio, conduce a que muchas moléculas alcanzan la barrera de activación y el número de actos de interacción química de hidrógeno y oxígeno crece enormemente.
Volver

La serpiente mordiendo su cola
La medicina tiene su símbolo que sobrevivió de los tiempos muy remotos. Por ejemplo, incluso hoy día se puede ver en las hombreras de los médicos militares una serpiente rodeando un vaso.
Resulta ser que la química tiene un símbolo parecido. Es la serpiente mordiendo su cola. Los pueblos antiguos profesaron el culto de signos místicos de toda índole, y los historiadores modernos ven gran dificultad en la explicación de su sentido.

Dejando a un lado la mística, podemos decir que la "serpiente química" simboliza una cosa bien determinada que es una reacción química reversible.
Dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno al combinarse dan una molécula de agua. Al mismo tiempo otra molécula de agua se descompone en sus partes integrantes. O sea, paralelamente se desarrollan dos reacciones contrarias: la formación de agua (reacción directa) y su descomposición (reacción inversa). El químico que quiere reflejar en el papel estos procesos contradictorios escribe:

$$2H_2 + O_2 \leftrightarrows H_2O$$

La flecha con su punta orientada a la derecha indica el curso de la reacción directa y la con la punta a la izquierda, la dirección de la reacción inversa.
En principio, todas las reacciones químicas, sin excepción alguna, son reversibles.
En el comienzo prevalece la reacción directa. El platillo de la balanza se inclina hacia el lado de la formación de moléculas de agua. Luego cobra fuerzas la reacción inversa. Y, finalmente, llega el momento en que el número de moléculas que se forman es igual al de las que se descomponen. De izquierda a derecha o de derecha a izquierda las reacciones transcurren a igual velocidad.
El químico dirá que ha llegado el equilibrio.
Tarde o temprano el equilibrio se establece en cualquier reacción química. A veces de inmediato, a veces dentro de muchos días. Los casos son distintos.
En su actividad práctica la química persigue dos objetivos. En primer lugar, aspira a alcanzar que un proceso químico se desarrolle hasta el final y que todas las sustancias iniciales reaccionen entre sí. En segundo lugar, plantea el problema de conseguir el rendimiento máximo del producto necesario. Para alcanzar estos fines es necesario aplazar al máximo el momento del establecimiento del equilibrio químico. Sí, a la reacción directa; no, a la inversa.

Figura 24

Este es el caso en que el químico debe recurrir a las matemáticas para determinar la razón entre dos valores: entre la concentración de los productos formados y la concentración de las sustancias iniciales.
Esta razón es una fracción. Cada fracción es tanto mayor cuanto mayor es su numerador y menor su denominador.
Si la reacción directa prevalece, la cantidad de productos obtenidos, con el tiempo, supera la cantidad de sustancias iniciales. El numerador será mayor que el denominador. Se forma una fracción impropia. En caso contrario, tenemos una fracción propia.
El químico denomina el valor de esta fracción constante de equilibrio K de la reacción. Si quiere que la reacción química dé la máxima cantidad del producto necesario, previamente debe calcular el valor de *K* a diferentes temperaturas. Ahora mostraremos qué aspecto tiene esa "aritmética" en la práctica.
Para la síntesis de amoníaco, *K*, a temperatura ambiente, es aproximadamente igual a 100 millones.
Al parecer, en esas condiciones, la mezcla de nitrógeno e hidrógeno debe convertirse instantáneamente en amoníaco. Pero no se convierte, ya que es demasiado pequeña la velocidad de la reacción directa. ¿Quizá el aumento de temperatura ayude a salir del apuro? Calentamos la mezcla hasta 500 grados...
En ese instante el químico nos sujeta por la mano:

- Pero, ¡qué hacéis! ¿Adónde vais a parar por ese camino?
Y de veras, muy a tiempo nos detuvo ese químico con sus cálculos. Estos muestran que a 500°C, K constituye tan sólo... ¡seis mil, 6×10^3! O sea, se abre el camino para la reacción inversa

$$2NH_3 \rightarrow 3H_2 + N_2.$$

Y nosotros seguiríamos calentando la mezcla, sorprendiéndonos por qué no obtenemos nada.
Lo más ventajoso para la síntesis de amoníaco es una temperatura la más baja posible y presiones muy altas. En este caso ayuda otra ley más, que reina en el mundo de las reacciones químicas.
Esta ley lleva el nombre de principio de Le Chatelier, en honor del científico francés que la descubrió.
Imaginémonos un resorte incrustado en un soporte fijo. Si no se comprime ni extiende se puede decir que está en equilibrio. Pero si se empieza a comprimir o a extenderlo, el resorte sale del estado de equilibrio. Al mismo tiempo crecen sus fuerzas elásticas que actúan en contra de su compresión o alargamiento. En fin de cuentas llega el momento en que las dos fuerzas se compensan. El resorte de nuevo vuelve al estado de equilibrio, pero este equilibrio será de otra índole, no inicial. Está desplazado al lado de la compresión o del alargamiento.
El cambio del estado de equilibrio del resorte es una analogía (aunque aproximada) a la acción del principio de Le Chatelier. La química da la siguiente definición. Sea una fuerza exterior que actúa sobre el sistema en equilibrio. Entonces, el equilibrio se desplaza en la dirección que indica la fuerza exterior. El desplazamiento dura hasta que las fuerzas reactivas se igualen con las exteriores.
Volvamos al ejemplo de obtención de amoníaco. De acuerdo con la ecuación de la reacción de su síntesis se ve que de cuatro volúmenes de los gases iniciales (tres de hidrógeno y uno de nitrógeno) se obtienen dos volúmenes de amoníaco gaseoso ($2NH_3$). El aumento de la presión exterior siempre conduce a la disminución del volumen. En este caso la disminución del volumen es ventajosa. "El resorte se comprime". La reacción se desarrolla principalmente de izquierda a derecha

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

y el rendimiento de amoníaco aumenta.
En la síntesis de amoníaco se desprende calor. Si calentamos la mezcla, la reacción transcurrirá de derecha a izquierda, ya que el calentamiento conduce al aumento del volumen de los gases, mientras que, como sabemos, el volumen de las sustancias iniciales ($3H_2$ y N_2) es mayor que el del producto obtenido ($2NH_3$). Por consiguiente, la reacción inversa prevalece sobre la directa. "El resorte se extiende".
En ambos casos se establece un nuevo equilibrio. Pero en el primero corresponderá a la elevación del rendimiento de amoníaco y en el segundo, a su brusca disminución.
Volver

Cómo la "tortuga" se convierte en "rayo", y viceversa
Hace algo más de cien años un químico, con gran cuidado, introdujo, en un recipiente con una mezcla de hidrógeno y oxígeno, un alambre de platino.
Ocurrió algo inesperado. El recipiente se llenó de niebla: vapor de agua. La temperatura permanecía invariable, la presión se mantenía igual que antes, sin embargo, la reacción entre el hidrógeno y oxígeno "calculada" para milenios transcurrió en varios segundos.

Pero los milagros no acabaron. El alambre de platino que unió instantáneamente los dos gases no cambió en nada. Su aspecto exterior, su composición química y su peso después del experimento eran los mismos que antes de éste.
El científico no era ningún prestidigitador, de esos que inventan trucos ingeniosos para maravillar al público. El químico alemán Döbereiner era un investigador muy serio. El fenómeno que él observaba ahora se denomina catálisis y las sustancias capaces de convertir las "tortugas" en "rayos" se llaman catalizadores. Existe una inmensa cantidad de catalizadores. Como tales pueden servir metales, duros y en polvo, óxidos de los más diversos elementos, sales y bases. Además, se pueden aplicar en forma pura y mezclados. La síntesis de amoníaco realizada sin catalizador es poco eficaz, por mucho que variemos las presiones y las temperaturas. Otra cosa ocurre en presencia de un catalizador. La reacción se acelera considerablemente por la mera presencia del hierro metálico común y corriente con una mezcla de óxidos de aluminio y potasio.
La química del siglo XX debe su inaudito florecimiento precisamente al empleo de los catalizadores. Como si esto fuera poco, se descubrió que los diversos procesos vitales en los organismos animales y vegetales transcurren gracias a la acción de catalizadores especiales llamados fermentos. La química de lo vivo y de lo muerto: ¡tal es la esfera de acción de los maravillosos aceleradores!
¿Y si en vez de alambre de platino se toma uno de cobre, aluminio o hierro? ¿Volverán a nublarse las paredes del recipiente? Lamentablemente, ¡no! El hidrógeno y el oxígeno no manifiestan ningún deseo de reaccionar análogamente a como lo hicieron en presencia de la varita mágica de platino. . .
Tal o cual proceso no puede ser acelerado con una sustancia cualquiera. Por eso los químicos dicen que los catalizadores son de acción selectiva, es decir, son capaces de influir activamente en una reacción sin prestar la más mínima atención a otra cualquiera. Naturalmente que hay excepciones de esta regla. Por ejemplo, el óxido de aluminio sirve de catalizador en varias decenas de reacciones de síntesis tanto de compuestos orgánicos como inorgánicos. Finalmente, diferentes catalizadores pueden hacer que la mezcla de las mismas sustancias reaccione de modo distinto, dando diferentes productos.
Existen también otras sustancias no menos asombrosas que se llaman promotores. Tomados individualmente, no influyen de ningún modo en el curso de la reacción: no la aceleran ni la inhiben. Pero al añadirlos a un catalizador, aceleran la reacción en un grado mucho mayor que el catalizador aislado. El alambre de platino "impurificado" por el hierro, aluminio o dióxido de silicio produciría en la mezcla de hidrógeno y oxígeno un efecto mucho más impresionante. Existe, además, otra catálisis: la inversa. Hay anticatálisis y anticatalizadores. Los científicos denominan inhibidores a estos últimos, lo que significa "retardadores". Su tarea es retardar las reacciones químicas que transcurren con gran velocidad.

Figura 25

Volver

Reacciones en cadena

... En un matraz de vidrio están mezclados dos gases: el cloro y el hidrógeno. En condiciones normales reaccionan muy lentamente. Pero encendemos cerca del matraz virutas de magnesio.
Instantáneamente se produce una explosión (si alguien quiere realizar este experimento, obligatoriamente tiene que guardar el matraz bajo una rejilla protectora de alambre grueso).

¿Por qué la mezcla de cloro en hidrógeno explota por acción de la luz intensa?
Porque se opera una reacción en cadena. Si se calentara el matraz hasta unos 700°C, también explotaría al instante, ya que el cloro y el hidrógeno se combinarían inmediatamente. En una fracción de segundo. Para nosotros esto no sería una sorpresa, pues el calor aumentará en muchas veces la energía de activación. Pero en el experimento que acabamos de mencionar la temperatura no varía. Fue la luz la que provocó esta reacción.
Los fotones, porciones mínimas de luz, son portadores de gran energía, mucho mayor de la que es necesaria para la activación de la molécula. De pronto en el camino del fotón se interpone la molécula de cloro. El fotón la descompone en átomos transmitiéndoles su energía.
Los átomos de cloro cobran el estado de excitación, rico en energía. Estos átomos, a su vez, se "abalanzan" sobre las moléculas de hidrógeno y las desintegran en átomos, uno de los cuales se combina con el átomo de cloro y el otro queda libre. Pero está excitado, tiene un vehemente deseo de repartir su energía. ¿Con quién? Con la molécula de cloro. En cuanto choca con ésta, la molécula flemática de cloro deja de existir.
Otra vez queda en libertad el átomo activo de cloro que no tarda en encontrar dónde aplicar su fuerza.
Así resulta una larga y sucesiva cadena de reacciones.
Tan pronto como empieza la reacción, más y más moléculas nuevas se activan debido a la energía que se desprende como resultado de la reacción. La velocidad de reacción crece cual una avalancha de nieve precipitándose de las montañas. Cuando la avalancha alcanza el valle, queda en calma. La reacción en cadena se extingue cuando todas las moléculas están englobadas por ésta, es decir, todas las moléculas de hidrógeno y cloro han reaccionado.
Los químicos conocen una multitud de reacciones en cadena. Y el que hizo una aportación sumamente grande en su estudio es el eminente científico soviético N. N. Semiónov. Los físicos también conocen reacciones en cadena. Por ejemplo, la desintegración de los núcleos de uranio por los neutrones es el modelo de una reacción física en cadena.
Volver

Cómo la química trabó amistad con la electricidad

Un hombre respetable, muy estimado por todos sus conocidos, eligió una ocupación que a primera vista parecía algo extraña.
Al principio preparaba pequeños discos metálicos. Muchas decenas de discos de cobre y de zinc. Después comenzó a cortar circulitos de esponja e impregnarlos de agua salada. Hecho esto, el hombre empezó a superponer los discos y circulitos unos sobre otros al igual que un niño cuando construye una pirámide. A decir verdad, en sus ejercicios observaba una sucesión determinada: disco de cobre–circulito de esponja–disco de zinc. La misma combinación de circulitos se repitió numerosas veces. En una palabra, hasta que la pila obtenida se derrumbó.
El hombre tocó con el dedo húmedo la base de su original construcción y apartó rápidamente la mano. Recibió, como se dice, un "golpe" eléctrico.
De este modo, en 1800 el famoso físico italiano Alejandro Volta creó la pila eléctrica, la fuente química de corriente. La electricidad en la "pila voltaica" apareció debido a reacciones químicas.
Era el nacimiento de una nueva ciencia, la electroquímica.
En las manos de los científicos surgió un nuevo aparato que dio la posibilidad de obtener corriente eléctrica durante un período relativamente prolongado. Hasta que en la "pila voltaica" no se interrumpen los procesos químicos.
La idea de esclarecer cómo influye la electricidad en las sustancias más diversas parecía muy sugestiva.
Dos ingleses, el médico Carlyle y el ingeniero Nicholson, eligieron como objeto de estudio el agua. En aquel entonces, los químicos tenían ya bastantes fundamentos para afirmar que el

agua consta de hidrógeno y oxígeno. Sin embargo, no se lograba confirmar definitivamente esa conjetura en el experimento.
Los científicos aprovecharon una pila eléctrica consistente en 17 células voltaicas. Esta daba una corriente muy fuerte. El agua sometida a su acción empezó a descomponerse impetuosamente en dos gases: hidrógeno y oxígeno, es decir, empezó la electrólisis. Así se llama el proceso de descomposición de una sustancia por la corriente eléctrica.
Volver

Enemigo número uno...

Centenares y miles de altos hornos funden acero y hierro colado en todo el mundo. Los economistas de distintos países calculan escrupulosamente cuántos millones de toneladas de metal se han producido este año y hacen pronósticos sobre cuánto metal se fundirá el año que viene.
Y estos mismos economistas nos comunican un hecho que nos deja estupefactos: cada octavo alto horno trabaja en balde. Anualmente, cerca del 12% del metal producido se pierde sin provecho alguno para la humanidad, devorado por el enemigo implacable... Este enemigo es la herrumbre, que en el lenguaje de la ciencia se denomina corrosión de metales.
Sus víctimas no sólo son los metales ferrosos, sino también los no ferrosos: cobre, estaño y zinc.
Se llama corrosión a la oxidación de los metales. La mayoría de éstos, en estado libre, no es muy estable. La superficie brillante de un objeto metálico expuesto al aire con el tiempo se cubre de ornamento multicolor que es un mal presagio.
Al oxidarse, los metales y las aleaciones pierden muchas de sus valiosas propiedades. Disminuyen su resistencia y elasticidad, sus conductividades térmica y eléctrica.
Una vez iniciado, el proceso de corrosión no se detiene a medio camino. Aunque no sea de golpe, el "diablo rojizo" se come el artículo metálico hasta el fin. Las moléculas de oxígeno se ponen en contacto con la superficie del metal, formándose las primeras moléculas de óxido. Se produce, como suele decirse, la película de óxido. Es bastante porosa y a través de ella, como por un tamiz, penetran los átomos de metal, para oxidarse inmediatamente. Y, al contrario, a través de los poros de la película en el interior del metal se infiltran moléculas de oxígeno para continuar su trabajo destructor.
En un medio ambiente químico más agresivo el proceso de corrosión se desarrolla más rápidamente. El cloro, el flúor, el gas sulfuroso y el sulfuro de hidrógeno son enemigos no menos peligrosos de los metales. Los químicos llaman el fenómeno en que los gases corroen los metales, corrosión por gases.
¿Y las distintas soluciones? También son muy peligrosas para los metales. Por ejemplo, el agua de mar ordinaria. De tiempo en tiempo es indispensable emplazar en los diques grandes barcos oceánicos para hacerles reparación general, porque el revestimiento de sus fondos y bordas está corroído y necesita ser cambiado.
He aquí una historia aleccionadora sobre un millonario norteamericano que una vez fracasó rotundamente en sus propósitos.

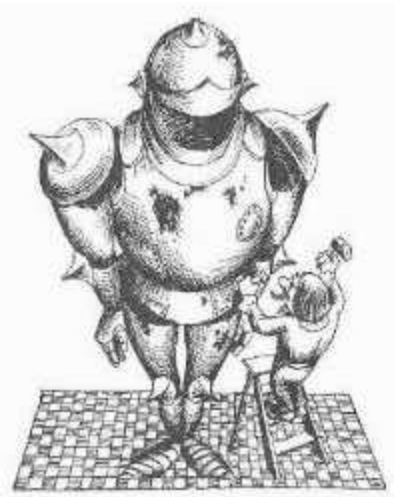

Figura 26

El millonario tuvo ganas de poseer el mejor yate del mundo. Encargó el proyecto e inventó el nombre emocionante de "El mar llama". No escatimó dinero y los ejecutores se desvivían por agradar al cliente. Quedó muy poco trabajo, nada más que guarnecer los camarotes.

Pero el yate no llegó a elevar anclas, no pudo atender a la llamada del mar. Un poco antes del día solemne, su cuerpo y su fondo estaban destruidos por la corrosión.
¿Por qué? Porque la corrosión es un proceso electroquímico.
Los constructores del yate quisieron revestirlo con metal Monel, aleación de níquel y cobre. Su decisión era justa, porque esa aleación, aunque cara, es muy estable a la corrosión en el agua de mar. Es estable, pero su resistencia mecánica no es muy grande. Por eso muchas piezas del yate se tuvo que hacer de otros metales, de aceros especiales.
Esto fue la pérdida del yate. En los sitios de contacto del metal Monel con el acero se creó una potente célula galvánica y el fondo del barco empezó a destruirse inmediatamente. El final era triste.
No se puede describir la angustia del millonario, y los constructores del yate tuvieron que guardar en la memoria, de una vez y para siempre, una de las leyes de la corrosión: su velocidad crece bruscamente si al metal base se adicionan otros, que forman con el primero una célula galvánica.
Volver

...Y cómo combatirlo

Durante muchos siglos se puede ver en Delhi una columna maravillosa. Maravillosa porque está hecha de hierro puro. El tiempo no tiene poder sobre ésta. Los siglos pasan, mas la columna sigue pareciendo nueva y no se cubre de herrumbre, como si la corrosión en este caso hubiera traicionado sus costumbres...
Es un enigma no descubierto cómo los metalúrgicos de antaño se las ingeniaron para fundir este hierro tan puro. Hasta hubo cabezas locas que afirmaron que no eran manos humanas las que produjeron esta maravilla. Que los seres de otros mundos erigieron este obelisco en memoria de su estancia en la Tierra.
Pero si privamos la columna de la aureola enigmática de su procedencia, queda nada más que un hecho muy importante para los químicos: cuanto más puro es el metal, tanto más lenta es la acción destructora de la corrosión.
Si se quiere combatir con éxito la corrosión, es necesario aplicar metales lo más puros posible.
En este caso es esencial no sólo la pureza. Es importante que sea elaborada cuidadosamente la superficie de la pieza metálica. Pues resulta que "prominencias" o "baches" aislados pueden desempeñar el papel de inclusiones ajenas. Los científicos y los ingenieros lograron obtener superficies lisas, casi ideales. Los artículos con tal superficie ya encuentran aplicación en las estructuras de los cohetes y las naves cósmicas.
De este modo, ¿es resuelto el problema de la lucha contra la corrosión? De ninguna forma. La obtención de metales muy puros, y, además, en grandes cantidades es una cosa laboriosa, compleja y muy cara. Además, la técnica prefiere tratar con las aleaciones. Estas tienen una gama mucho más rica de propiedades diferentes, ya que una aleación representa, como mínimo, dos metales.
En realidad, los químicos estudiaron bastante bien los distintos mecanismos de la corrosión. Y cuando se preparan a obtener una nueva aleación con propiedades preestablecidas, discurren con atención sobre el aspecto "corrosivo" del problema. Ahora se han creado muchas aleaciones que se distinguen por su gran estabilidad respecto a la corrosión.
En la vida cotidiana tropezamos por doquier con artículos galvanizados y estañados. El hierro se recubre con una película de zinc o estaño para protegerlo contra la herrumbre. Este método puede ayudar algún tiempo. También recuérdese los tejados de hierro de las casas, recubiertos con una capa gruesa de pintura al óleo.
Ablandar y disminuir la corrosión significa, además, retardar bruscamente, por cualquier procedimiento, la velocidad de las reacciones electroquímicas que constituyen el quid del proceso de corrosión. Con este fin se emplean, precisamente, sustancias inorgánicas y orgánicas especiales, los así llamados inhibidores.
Al principio los buscaban a tientas y los descubrían por casualidad.

Los armeros de Rusia del siglo XVII aplicaron un procedimiento interesante. Para limpiar los cañones de los fusiles de la costra los lavaban (decapaban) con ácido sulfúrico al que previamente añadían afrecho de trigo. Este método primitivo permitía proteger el metal de su disolución por el ácido.
En la actualidad, la búsqueda de nuevos inhibidores no es una creación inspirada ni la espera de una feliz casualidad, sino una ciencia exacta. Se conocen centenas de diversos inhibidores químicos de corrosión.
Hace falta prestar atención a la "salud" de los metales antes de que se "enfermen" de corrosión. Esta es la principal solicitud de los químicos "curanderos" de metales.
Volver

Un chorro luminoso

¿Cuántos estados de la materia se conocen? Los físicos modernos cuentan ni más ni menos que siete. Tres de éstos son bien conocidos: están representados por el gas, el líquido y el sólido. Propiamente hablando, en nuestra vida cotidiana no nos encontramos prácticamente con ningún otro estado.
La propia química durante muchos siglos también se satisfizo con ellos. Tan sólo en el último decenio esta ciencia empezó a tratar con el cuarto estado de la materia, el plasma.
En cierto grado, el plasma también es un gas. Pero un gas insólito. En su composición entran no sólo partículas neutras, átomos y moléculas, sino también iones y electrones. Las partículas ionizadas existen también en el gas ordinario y su cantidad es tanto mayor cuanto más elevada es su temperatura. Por eso no hay una línea divisoria nítida entre el gas ionizado y el plasma. Sin embargo, convencionalmente se considera que el gas se transforma en plasma cuando empieza a manifestar las principales propiedades de este último, por ejemplo, alta conductividad eléctrica.
Aunque a primera vista esto parece paradójico, el plasma, en el Universo, es el dueño de la situación. La sustancia del Sol y de las estrellas y de los gases del espacio cósmico se encuentra en el estado de plasma. Es el plasma natural. En la Tierra, el plasma hace falta obtenerlo artificialmente, en unos dispositivos especiales llamados plasmotrones. En estos aparatos, empleando el arco eléctrico, los distintos gases (helio, hidrógeno, nitrógeno y argón) se transforman en plasma. Debido a que el chorro luminoso del plasma está comprimido por el canal estrecho de la tobera del plasmotrón y por el campo magnético, en el chorro se desarrolla una temperatura de varias decenas de miles de grados.
Los químicos hace mucho que han soñado con esas temperaturas, puesto que es difícil sobrestimar el papel que juegan las altas temperaturas en muchos procesos químicos. Ahora este sueño se ha hecho realidad, dando comienzo al surgimiento de una nueva rama de la química, plasmoquímica o química del plasma "frío".
¿Por qué frío? Porque existe además el plasma "caliente", encandecido hasta varios millones de grados. Precisamente con su ayuda los físicos aspiran a realizar la síntesis termonuclear, es decir, efectuar la reacción nuclear dirigida de transformación de hidrógeno en helio.
Pero los químicos se conforman perfectamente con el plasma "frío". ¿Acaso existe otra cosa tan sugestiva como el estudio del desarrollo de procesos químicos a una temperatura de diez mil grados?
Los escépticos suponían que este trabajo es cosa perdida, ya que en esa atmósfera incandescente lo único que espera a todas las sustancias sin excepción es su destrucción, la disociación de las moléculas más complejas en átomos y iones individuales.
El cuadro obtenido en la realidad resultó ser mucho más complicado. El plasma no sólo destruía sino también creaba. En él transcurrían de muy buena gana procesos de síntesis de nuevos compuestos químicos, entre ellos de aquellos que no se podían formar por otros procedimientos. Eran sustancias asombrosas, no descritas en ningún libro de química: Al_2O, $B_{a2}O_3$, SO, SiO, CaCl, etc. En estos compuestos los elementos acusaban valencias insólitas, anómalas. Todo ello representaba gran interés, pero la química del plasma se planteaba

tareas de mayor importancia práctica, las de obtener sustancias valiosas conocidas rápidamente y a bajo precio.
He aquí varias palabras sobre sus logros.
Es muy conocido el importante papel que desempeña el acetileno en muchos procesos de la síntesis orgánica, por ejemplo, para la producción de plásticos, cauchos, colorantes y medicinas. Mas hasta ahora el acetileno se prepara a la antigua: descomponiendo con el agua el carburo de calcio. El proceso resulta caro y tiene muchas inconveniencias.
En el plasmotrón el asunto es completamente distinto. Empleando hidrógeno, se crea un plasma de temperatura de 5000°C. El chorro del plasma de hidrógeno lleva su enorme energía a un reactor especial al cual se suministra metano. Este último se mezcla intensamente con el hidrógeno, y en una diezmilésima de segundo más del 75% de metano se convierte en acetileno.
¿Un proceso ideal? ¡Esto es indiscutible! Pero por desgracia siempre hay algo que se entromete.
Basta que el acetileno tarde un instante en dejar la zona del plasma de alta temperatura, para que empiece a descomponerse. Por consiguiente, es necesario bajar vertiginosamente la temperatura hasta que no represente peligro. Esto se puede lograr con diferentes procedimientos, pero es aquí donde reside la principal dificultad técnica. Por ahora, tan sólo un 15% de acetileno formado consigue evitar la disociación, sin embargo, es un resultado bastante bueno.
En los laboratorios se ha elaborado el método de descomposición plasmoquímica de hidrocarburos líquidos en acetileno, etileno y propileno.
Espera su turno el problema de extraordinaria importancia: el de fijación del nitrógeno atmosférico. La obtención química de compuestos nitrogenados, por ejemplo, de amoníaco es una cosa muy laboriosa, complicada y cara. Ya hace varios decenios hubo intentos de realizar, en escala industrial, la electrosíntesis de los óxidos de nitrógeno, pero el rendimiento económico del proceso resultó ser muy bajo. En este aspecto la química del plasma tiene mejores perspectivas.
Volver

El sol como químico

En una ocasión, Stephenson, el inventor de la locomotora, paseaba con su amigo, el geólogo Beckland, cerca de la primera vía férrea de Inglaterra. De pronto vieron un tren.
- Dime, Beckland - preguntó Stephenson ¿qué es lo que pone en movimiento este tren?
- ¿Es la mano del maquinista que dirige una de tus magníficas locomotoras?
- No.
- ¿Es el vapor que mueve la máquina?
- No.
- ¿Es el fuego que arde bajo la caldera?
- No, mil veces no; lo que mueve la locomotora es el Sol que alumbraba la Tierra en aquella remota época en que habían vivido las plantas convertidas en carbón que el maquinista echa en el hogar.
Todo lo vivo debe su procedencia al Sol y sobre todo a las plantas. Trate de cultivarlas en la oscuridad: en vez de retoños rebosantes de zumo crecerán paliduchos y flacos hilos. Precisamente bajo la influencia de la luz solar la clorofila (materia colorante de las hojas verdes) convierte el gas carbónico contenido en el aire en moléculas complejas de sustancias orgánicas que constituyen la masa principal de la planta.
¿Por consiguiente, es el Sol, mejor dicho, sus rayos, el "químico" principal que sintetiza en las plantas todas las sustancias orgánicas? Al parecer, es así precisamente. No en vano el proceso de asimilación del ácido carbónico por las plantas se denomina fotosíntesis.
Como se sabe, la acción de la luz provoca muchas reacciones químicas. Existe incluso una rama especial de la química que las investiga; esta rama se llama fotoquímica.

No obstante, por ahora la investigación de las reacciones fotoquímicas no condujo a la creación de proteínas, ni de hidratos de carbono en los laboratorios, aunque estos compuestos son productos primarios de la fotosíntesis de las plantas.
Para la síntesis de moléculas orgánicas muy complejas la planta, en la etapa inicial, aprovecha únicamente ácido carbónico, agua y luz solar. Pero, ¿acaso hay algo más que juega cierto papel en estos procesos?
Figúrese una fábrica a la que por conductos se suministra agua, sosa, petróleo, salitre, etc., y por cuyas puertas salen camiones cargados de pan, embutidos y azúcar. Es pura fantasía, sin embargo, algo semejante se produce en las plantas.
Se puso de manifiesto que las plantas tienen sus catalizadores; éstos recibieron el nombre de fermentos. Cada fermento obliga a la reacción que se desarrolle en un solo y determinado sentido. Resulta que en la fotosíntesis no trabaja un solo "químico", el Sol, sino también sus colegas, los fermentos (catalizadores). El Sol abastece la energía indispensable para la reacción y los fermentos la orientan en la dirección necesaria.
Y aunque por ahora no podemos privar a la naturaleza, en particular a las plantas, de sus "patentes de invención" para la producción de muchas sustancias, en una serie de casos ya sabemos hacerlas trabajar en la dirección que nos interesa. En particular, en este caso a los científicos les ayudó el estudio de los procesos de fotosíntesis. Hace muy poco se descubrió que al alumbrar las plantas con luz de diferente longitud de onda, éstas, en el proceso de fotosíntesis, forman compuestos de diferente naturaleza química. Por ejemplo, si las plantas se iluminan con rayos rojo–amarillos, los compuestos principales que se forman como resultado de la fotosíntesis son los hidratos de carbono. Y si los rayos son azules, se forman proteínas.
Esto permite esperar que en un futuro no muy lejano los hombres, con ayuda de las plantas, podrán obtener en gran escala sustancias orgánicas complejas, de las que sienten necesidad. De veras, en vez de construir grandes fábricas, equiparlas con aparatos únicos en su género y elaborar la complicadísima tecnología de la síntesis, será suficiente instalar invernáculos y regular la intensidad y la composición espectral de los rayos lumínicos. Y las plantas, por su cuenta, crearán todo lo necesario: desde los hidratos de carbono más simples hasta las proteínas más complejas.
Volver

Dos variantes de lazos químicos

Muchos científicos, incluso aquéllos de los tiempos más remotos, no dudaban la existencia de los átomos. Pero, ¿de qué modo los átomos están ligados uno con otro en la materia? A este respecto el pensamiento filosófico o guardaba silencio o se hacía la mar de fantasía. Por ejemplo, Descartes, famoso naturalista francés, se figuraba la ligazón entre los átomos de la forma siguiente. Unos átomos tienen salientes a manera de ganchos, otros poseen una especie de orejetas. El gancho entra en la orejeta y dos átomos se enlazan.
Mientras los hombres tenían ideas muy confusas de la estructura del átomo, todas sus sugerencias sobre la ligazón entre los átomos y sobre el enlace químico carecían de fundamento. Fue el electrón el que ayudó a esclarecer el asunto. Sin embargo, no de una vez. El electrón fue descubierto en 1895, mas sólo dentro de cuatro lustros se emprendieron intentos de explicar con su ayuda la naturaleza del enlace químico. Cuando fue revelado de qué modo los electrones se distribuyen alrededor del núcleo atómico. No todos los electrones participan en el enlace químico. Sólo aquellos que se disponen en la capa exterior, o, en el último caso, en las capas exterior y penúltima.
Supongamos que se encuentran dos átomos: uno de sodio y otro de flúor. En la capa exterior del primero gira un electrón, y del segundo, siete. Al encontrarse, forman inmediatamente una molécula muy estable de fluoruro sódico. ¿De qué modo? Redistribuyendo los electrones.

El átomo de sodio entrega de muy buena gana su electrón exterior. Al perderlo, se convierte en ión cargado positivamente y su penúltima capa electrónica queda al descubierto. Esta contiene ocho electrones y es muy difícil arrancar a alguno de ese octeto.
Al contrario, el átomo de flúor está muy dispuesto a aceptar en su capa exterior un electrón complementario; de esta forma su capa exterior también cuenta con ocho electrones. Al mismo tiempo aparece un ión de flúor cargado negativamente.
Lo positivo atrae a lo negativo. Las fuerzas eléctricas atan sólidamente los iones de sodio y flúor de carga contraria. Entre éstos surge un enlace químico. Este enlace se denomina cónico, y es uno de los tipos principales de enlace químico.
Ahora hablaremos del segundo tipo.
¿Por qué, por ejemplo, existe un compuesto como moléculas de flúor? ¡Si es que los átomos de flúor no pueden expulsar electrones de su capa exterior! En este caso no aparecen iones de carga contraria.
El enlace químico entre los átomos de flúor se realiza mediante un par de electrones. Cada uno de los átomos cede un electrón para uso común. Y así resulta que el primer átomo parece tener en su capa exterior ocho electrones y lo mismo ocurre con el segundo. El enlace de este tipo se llama covalente. La mayor parte de los compuestos químicos conocidos se forma mediante el enlace químico o del primer tipo, o del segundo.
Volver

La química y la radiación

Por ahora los químicos no han inventado la hoja verde. Pero la luz ya se aplica en la práctica para realizar reacciones químicas, A propósito, los procesos fotográficos son también ejemplo de actividad de la fotoquímica. La luz es justamente el fotógrafo principal.
El interés de los químicos no se limita a los rayos luminosos. Existen también emisiones de rayos X y radiactivas. Estas son portadoras de enorme energía. Por ejemplo, la "intensidad" de los rayos X supera miles y la de los rayos 1 millones de veces la intensidad de los rayos de luz.
¿Acaso pudieron los químicos no hacerles caso?
Y como consecuencia, en las enciclopedias y manuales, en los libros especiales y artículos, en los folletos al alcance de todos y en los ensayos aparece un término nuevo: "la química de la radiación". Así se denomina la ciencia que estudia la influencia de las radiaciones sobre las reacciones químicas. Esta ciencia es joven, pero ya tiene de qué alabarse.
Por ejemplo, los petroquímicos emplean en gran escala el proceso de craqueo del petróleo. En este proceso, los compuestos orgánicos complejos contenidos en el petróleo se desintegran en más simples. En particular, se forman hidrocarburos que entran en la composición de la gasolina.
El craqueo es un proceso caprichoso. Se efectúa a altas temperaturas y en presencia de catalizadores. Además, dura un período de tiempo bastante prolongado.
Esto se refiere al viejo método. Según los nuevos procedimientos el craqueo no necesita ni calor, ni aceleradores químicos, ni muchas horas de trabajo.
El craqueo conforme a los nuevos procedimientos requiere la aplicación de la radiación
Esta realiza el craqueo de radiación destruye las moléculas orgánicas complejas. La, radiación se presenta como destructor.
Pero no siempre.
Si un flujo de electrones (rayos ß) se dirige hacia los hidrocarburos gaseosos ligeros - metano, etano o propano - las moléculas se hacen más complejas y se forman hidrocarburos líquidos más pesados.
En vez de la destrucción por radiación tiene lugar la síntesis por radiación.
La propiedad de los rayos radiactivos de "coser" las moléculas se utiliza en el proceso de polimerización.
Todos conocen el polietileno, pero no todos saben que su producción es un proceso complicado. No puede prescindir de grandes presiones y de catalizadores y aparatos

especiales. Mientras tanto, la polimerización por radiación no exige nada semejante. Además, el polietileno obtenido por este último procedimiento es dos veces más barato. Hemos citado nada más que varios ejemplos de los logros de la química de la radiación, cuya trascendencia crece de día en día.
Sin embargo, la emisión radiactiva es no sólo amiga, sino también enemiga del hombre. Un enemigo pérfido e implacable que provoca el síndrome radiactivo.
Por ahora no tenemos recetas universales para luchar contra esta enfermedad gravísima. Lo mejor es impedir la posibilidad de someterse a esa radiación.
¿Cómo hacerlo? Bloques de plomo, muros de hormigón de varios metros de espesor, gruesas capas de metal y piedra absorben los rayos radiactivos con bastante seguridad. Pero esto resulta ser muy caro, voluminoso e incómodo. Figúrese cómo se siente un hombre vestido en escafandra de plomo...
¿Químicos, adónde están Uds.? ¿Acaso no pueden encontrar Uds. remedios más sencillos, pero que con seguridad protejan al hombre contra la irradiación?
Ya se han efectuado los primeros experimentos (tan sólo experimentos), en este sentido. Los rayos X velan inmediatamente las placas y películas fotográficas, destruyendo las capas de la emulsión de bromuro de plata fotosensibles.
He aquí lo que observaron unos años atrás los químicos italianos. Estos mojaron la superficie de una placa fotográfica con una solución de algunos compuestos inorgánicos, a saber: sulfuro de titanio y ácido selenioso. Resultó que la placa en grado considerable perdió la sensibilidad tanto a la acción de la luz visible, como a la de los rayos X.
¿En qué reside el problema? ¿Es posible que se operase una interacción entre estas sustancias y el bromuro de plata, formándose nuevos compuestos estables a la irradiación? De ningún modo. No hubo ninguna reacción química y)a placa restituyó su anterior sensibilidad una vez bien lavada con agua. En una palabra, no está del todo claro el proceso que se opera; sólo una sugestión de que existe una posibilidad inesperada de defensa contra la irradiación.
Y la imaginación ya nos presenta a un hombre vestido con un traje común y corriente, pero impregnado de una composición química especial. Composición que retiene el torrente de emisión mortífera.
Volver

La más larga de las reacciones

En los últimos años, los químicos crearon en sus laboratorios centenares y miles de compuestos orgánicos muy complejos. Tan complejos que hasta la mera representación de sus fórmulas estructurales en el papel ofrece ciertas dificultades, o, en todo caso, exige mucho tiempo.
Entre las victorias de que pueden jactarse los químicos orgánicos la más importante - y esto es indiscutible - es la síntesis de la molécula proteínica, que es, además, una proteína de importancia primordial.
Trátase de la síntesis química de la insulina, hormona que rige el metabolismo de los hidratos de carbono en el organismo.
Ni siquiera a los químicos especialistas están del todo claros algunos detalles de la estructura de esta molécula proteínica. La insulina es de veras una molécula gigante, aunque el número de sustancias que la integran es limitado. Pero se disponen en ésta en combinaciones más caprichosas.
Para simplificar, admitamos que la molécula de insulina consta de dos partes, dos cadenitas: cadena A y cena B. Estas cadenas están entrelazadas una con otra mediante el llamado enlace disulfúrico. O, en otras palabras, parece que entre éstas hay tendido un puente que consta de dos átomos de azufre.
El plan de la ofensiva general contra la insulina fue el siguiente. Sintetizar por separado la cadena A y la cadena B. Después unirlas de modo que entre ellas se tienda obligatoriamente el puente disulfúrico.

Ahora un poco de aritmética. Para obtener la cadena A los químicos tuvieron que realizar cerca de cien diferentes reacciones consecutivas. La construcción de la cadena B exigió más de ciento. En estas operaciones se invirtieron muchos meses de trabajo minucioso.
Al fin y al cabo las dos cadenas fueron obtenidas. Llegó la hora de enlazarlas. Pero precisamente aquí a los químicos les acecharon las principales dificultades. Más de una vez los investigadores vieron frustradas sus esperanzas. No obstante, un buen día en el diario de laboratorio apareció una anotación concisa: "la molécula de insulina está sintetizada por completo".
Los científicos necesitaron pasar por 223 etapas consecutivas para obtener insulina artificial. Fíjese bien en esta cifra. Hasta ahora no hubo compuesto conocido a los químicos que exigiera tanto trabajo para su obtención. Diez hombres trabajaron sin tregua durante casi tres años...
Mientras tanto los bioquímicos comunican una cosa muy interesante: en la célula viva la proteína, para sintetizarse, necesita de 2 a 3 segundos.
¡Tres años y tres segundos! ¡Fíjese hasta qué punto el aparato de síntesis de la célula viva es superior a la química moderna!