

## ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA

EXAMEN DE LOS MÉTODOS  
QUE PUEDEN CONDUCIR AL ESTABLECIMIENTO DE LAS FÓRMULAS  
CON QUE SE EXPRESAN LAS REACCIONES QUÍMICAS

---

### III

(Continuación)

Otro procedimiento, recomendado por los químicos modernos, es el que, *partiendo de acciones químicas elementales se eleva por composición y eslabonamiento de ellas a la reacción compleja o definitiva que puedan originar las sustancias reaccionantes.* Entre nosotros, le ha dado a conocer el Dr. Walther Sorkau, profesor del Instituto Nacional del Profesorado Secundario. La segunda edición de su opúsculo es de 1915 — y lleva el núm. 9 de las publicaciones del Instituto. En el prólogo se nos alude manifestando disconformidad con nuestro modo de considerar y desarrollar el problema del *Establecimiento de las ecuaciones químicas*, y aunque no se expresan las razones en que se apoya la divergencia, entendemos que no serán otras que aquellas que manifiesta Walker. Hace ya tiempo que espera turno para su publicación en los *Anales de la Sociedad Científica Argentina* un trabajo nuestro, en que se comparan los métodos matemáticos del Dr. Sorkau y el nuestro, que llegan a resultados concordantes (\*).

---

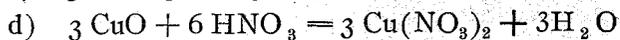
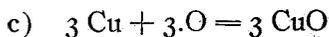
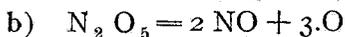
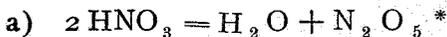
(\*) Acaba de aparecer el primero, contestando a Sorkau.

En cuanto al que este profesor titula *Desarrollo metódico de las ecuaciones químicas*, no hay cuestión posible; ni negamos su exactitud, ni su alto valor didáctico, confesando además que el Dr. Sorkau lo presenta constituyendo un cuerpo de doctrina que no hemos hallado en otras obras tan profusamente ejemplificado como en su recomendable opúsculo; y esta razón nos mueve a tomar de él las reacciones más importantes para dar cuenta de ese método aún poco conocido.

Dice el profesor Sorkau: "Para hallar los índices (coeficientes) de una ecuación química a formular, el camino más adecuado siempre, consiste en descomponer la reacción en sus fases parciales, realizables o no, expresarlas por ecuaciones, que siempre son sencillas, y sumándolas eliminar los productos intermedios supuestos. Algunos ejemplos lo explicarán."

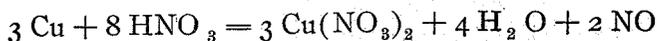
Ejemplo 1.º — *Acción del ácido nítrico sobre el cobre* (página 6, ej. 2.º).

"Más fácilmente que el a. sulfúrico cede el a. nítrico parte de su oxígeno; en presencia de una sustancia bien oxidable, la descomposición va hasta darnos el óxido de nitrógeno."



El oxígeno transforma el metal, por ej.: el cobre, en su óxido, que a su vez se disuelve en seguida en el ácido nítrico, dando nitrato de cobre.

Las cuatro fases sumadas dan:

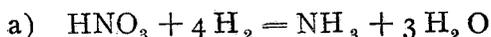


Observaremos que la reacción a) nos parece irrealizable en las condiciones en que se verifica la experiencia, y aunque el término objetable en ella  $\text{N}_2\text{O}_5$  se elimina al sumarla con la igualdad siguiente, entendemos que no hay necesidad de hacerle aparecer,

si se escribe la igualdad  $2 \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO} + 3\text{O}$ , justificable en razón a que el calor de la reacción descompone el ácido de la manera que ella lo expresa.”

Ej. 2.º — *Acción del zinc (o estaño) sobre el ácido nítrico diluído* (pág. 6, ej. 3.º).

“Si empleamos un metal como el zinc, que puede actuar sobre el a. nítrico con formación de hidrógeno, la reacción toma un rumbo muy distinto, puesto que el hidrógeno en el estado nascente es capaz de reducir el ácido nítrico hasta el amoníaco, según la ecuación:



Las cuatro moléculas de hidrógeno necesarias las obtenemos mediante



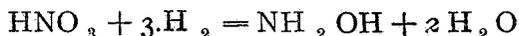
El amoníaco no se desprende, sino que siendo un cuerpo de carácter básico, se combina con el exceso de ácido nítrico



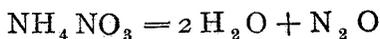
La suma de las tres reacciones nos da:



En ciertas condiciones sucede que el ácido nítrico es reducido solamente hasta la hidroxilamina, según



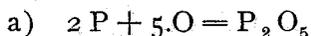
También se ha observado la formación de subóxido de nitrógeno —  $\text{N}_2\text{O}$  — en esta reacción, debido a la descomposición del nitrato de amonio, según



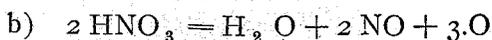
Pero tratándose de reacciones de carácter secundario, no las expresaremos en la ecuación principal.”

Ej. 3.º — *Acción del ácido nítrico sobre el fósforo rojo* (página 7, ej. 4.º).

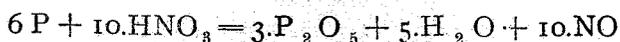
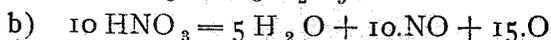
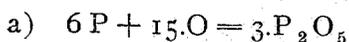
“El oxígeno disponible del ácido nítrico transforma el fósforo en el pentaóxido de fósforo:



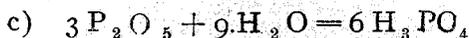
El ácido nítrico se descompone a su vez, según



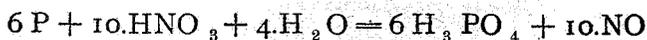
Para poder combinar estas ecuaciones eliminando el oxígeno, debemos multiplicar a) por 3 y b) por 5:



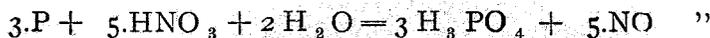
El anhídrido fosfórico es soluble en el agua, lo que expresamos por:



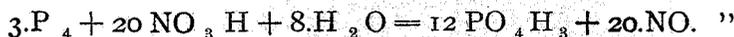
Reuniendo las tres fases en una sola ecuación, obtenemos finalmente:



o después de la división por 2:



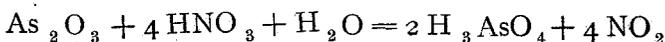
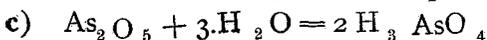
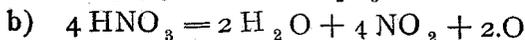
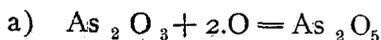
Si queremos presentar la reacción de modo que el fósforo se ofrezca en su estado molecular, debemos escribirla como sigue:



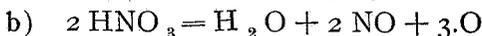
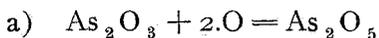
Ej. 4.º — *Transformación del anhídrido arsenioso en el ácido arsénico mediante el ácido nítrico* (pág. 9, ej. 7.º).

“Según la concentración del ácido, debemos distinguir dos casos:

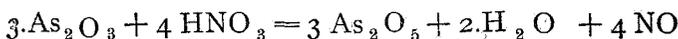
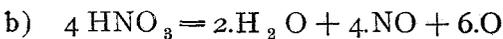
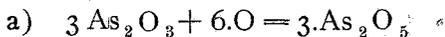
Caso 1.º — El ácido es concentrado. Se desprende bióxido de nitrógeno ( $NO_2$ ):



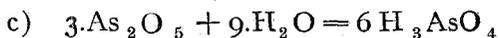
Caso 2.º — El ácido es diluido. Se desprende óxido de nitrógeno (NO):



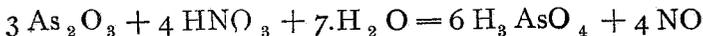
Para que se elimine el oxígeno, debemos multiplicar la primera ecuación por 3 y la segunda por 2:



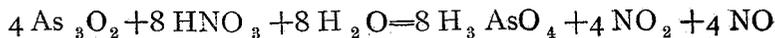
El anhídrido arsénico se disuelve en el agua:



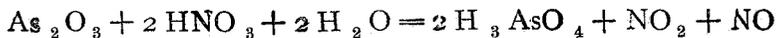
La suma de las tres fases da:



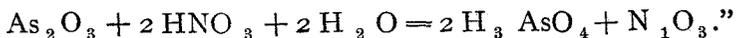
Al usar un ácido de la densidad 1,25 hasta 1,30, podemos conseguir que las dos *reacciones límites* se realicen en igual proporción, o, como también se dice, se encuentren en el *equilibrio*; en tal caso tenemos, sumando las dos ecuaciones:



y dividiendo por el factor común 4:



Pero siendo la mezcla de  $\text{NO}_2 + \text{NO}$  idéntica al anhídrido nitroso  $\text{N}_2\text{O}_3$ , obtenemos como un *tercer caso*:

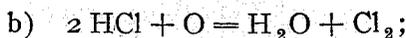


Ej. 5.º — *Oxidación del ácido clorhídrico por el ácido nítrico*  
(ej. 8.º, pág. 10).

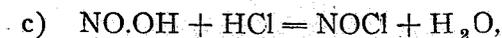
“En una forma especial reacciona el ácido nítrico con el ácido clorhídrico. Tenemos primero la reducción hasta el ácido nitroso:



y oxidación del a. clorhídrico hasta el cloro:



finalmente, hay una acción entre el ácido nitroso y el ácido clorhídrico, formándose cloruro de nitrosilo:

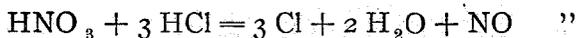


de modo que la ecuación buscada es:



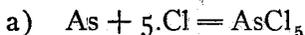
La mezcla de los dos ácidos en la proporción 1 : 3 se llama *agua regia*.

En el calor, el cloruro de nitrosilo se descompone en óxido de nitrógeno y cloro en el estado nascente; la *ecuación de reacción* para el agua regia, es por consiguiente:

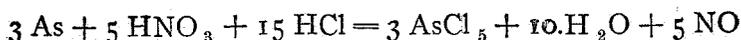
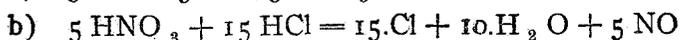
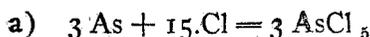


Ej. 6.º — *Acción del agua regia sobre el arsénico metálico*  
(ej. 10.º, pág. 11).

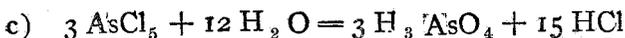
“El arsénico, ya por el ácido nítrico solo, se oxida hasta el a. arsénico; la presencia del a. clorhídrico tiene por efecto el que no se forme  $\text{NO}_2$ , sino únicamente óxido de nitrógeno —  $\text{NO}$ . Podemos admitir las siguientes fases, a pesar de que no se conoce el pentacloruro de arsénico.



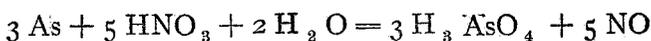
En vista de que la ecuación de reacción del agua regia nos da 3 átomos de cloro, debemos multiplicarla por 5, y la ecuación a) por 3.



Los cloruros de los metalóides se descomponen con el agua:



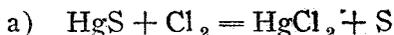
Al sumar las tres fases el ácido clorhídrico se eliminaría, y la ecuación



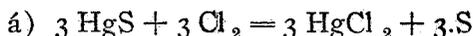
no representaría ya la acción del agua regia sobre el arsénico, sino del ácido nítrico concentrado, del cual sabemos (ej. 4.º, caso 2.º) que con arsénico da bióxido de nitrógeno  $\text{NO}_2$  en vez del óxido  $\text{NO}$ ; debemos, pues, caracterizar el ácido diciendo, ácido nítrico que contenga algo de ácido clorhídrico. *La presencia del ácido clorhídrico hace que el ácido nítrico ceda su máximo de oxígeno.*"

Ej. 7.º — *Acción del agua regia sobre el sulfuro de mercurio* (ej. 12.º, págs. 12-13).

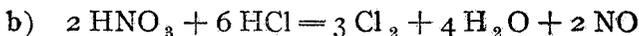
"El cloro suministrado por el agua regia desaloja el azufre del sulfuro:



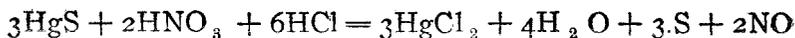
La ecuación de reacción del agua regia suministra tres átomos de cloro; por eso multiplicamos a) por 3:



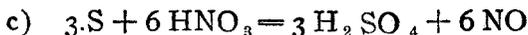
y añadiremos:



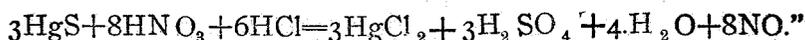
cuya suma es:



El azufre formado es oxidado por el ácido nítrico:



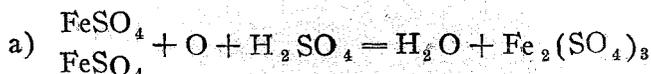
obteniéndose como ecuación final:



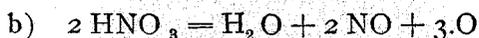
El término final de esta ecuación dice en el original 2 NO, pero es evidentemente una errata tipográfica que salvamos en nuestra transcripción, así como salvaremos algunas otras sin más advertencia.

Ej. 8.º — *Oxidación del sulfato ferroso mediante la mezcla de los ácidos nítrico y sulfúrico* (ej. 14.º, págs. 13 y 14).

"El sulfato ferroso se transforma en el sulfato férrico mediante oxígeno y ácido sulfúrico:



El ácido nítrico suministra tres átomos de oxígeno:



Por consiguiente, multiplicando por 3 la a):



La ecuación buscada es entonces:

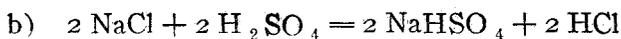


Ej. 9.º — *Acción del ácido sulfúrico sobre la mezcla de cloruro de sodio y bióxido de manganeso* (ej. 15.º pág. 14).

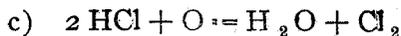
"El ácido sulfúrico concentrado forma con el bióxido de manganeso oxígeno y sulfato de manganeso:



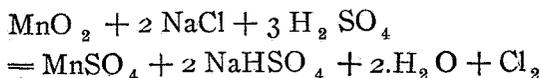
El oxígeno en el estado nascente oxida el ácido clorhídrico obtenido por:



dando cloro y agua:



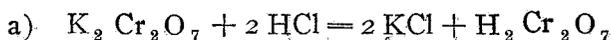
La suma de las tres fases suministra:



Al reemplazar al cloruro alcalino por el bromuro y el ioduro, obtenemos las ecuaciones para la preparación del bromo y iodo respectivamente."

Ej. 10.º — *Oxidación del ácido clorhídrico con el bicromato de potasio* (ej. 16.º, pág. 15).

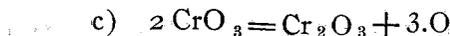
"El ácido clorhídrico descompone el bicromato de potasio, que es la sal de un ácido débil:



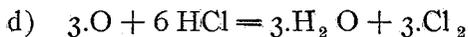
El ácido bicrómico inestable se deshace en agua y anhídrido crómico:



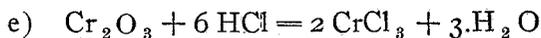
El anhídrido crómico es un oxidante poderoso; en presencia de sustancias reducibles se transforma en el óxido crómico y cede 3 átomos de oxígeno:



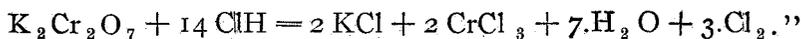
El oxígeno actúa sobre el ácido clorhídrico:



mientras el óxido crómico se disuelve en el exceso del ácido clorhídrico:

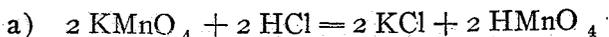


La suma de estas fases nos da:

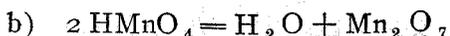


Ej. 11.º — *Oxidación del ácido clorhídrico con el permanganato potásico.*

“Primeramente, el a. permangánico es puesto en libertad por el a. clorhídrico:



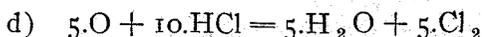
El a. permangánico se descompone en agua y en anhídrido, que sólo a temperaturas bajas es estable:



Debido al calor de reacción, el anhídrido permangánico se descompone, dando óxido manganeso y oxígeno:



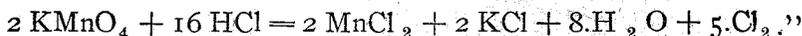
El oxígeno puesto en libertad ataca al ácido clorhídrico:



mientras el óxido manganeso se disuelve en el ácido:



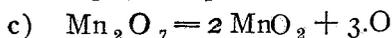
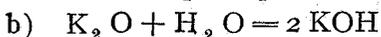
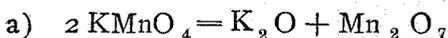
Las cinco fases unidas en una sola ecuación, dan:



Por errata tipográfica no figura en el segundo miembro de la reacción final el término  $2 \text{KCl}$  en el trabajo del Dr. Sorkau (pág. 15, ej. 17.º).

Ej. 12.º — *Oxidación mediante el permanganato de potasio en solución neutra o alcalina* (pág. 17, ej. 19.º).

“El permanganato en solución neutra se reduce únicamente hasta el bióxido de manganeso:

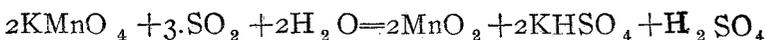
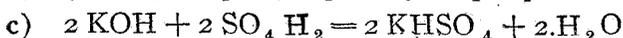
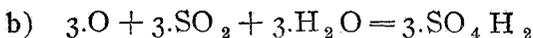
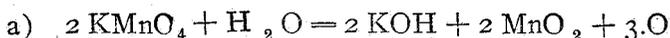


Esta reacción se aplica a la titulación del iodo, y también a

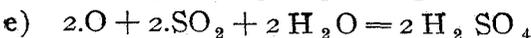
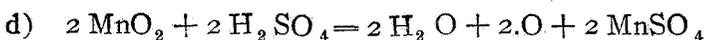
la transformación del tiosulfato (hiposulfito) en tetratiónato de sodio.

Ej. 13.° — *Reducción del permanganato de potasio mediante el anhídrido sulfuroso* (pág. 18, ej. 20.°).

“Mientras haya un exceso de permanganato, y en frío, la reducción va hasta el bióxido de manganeso:



Al calor, actúa el ácido sulfúrico también sobre el bióxido de manganeso:

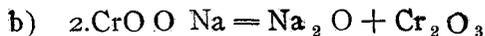


Ej. 14.° — *Oxidación del hidrato de cromo con sosa cáustica y bióxido de plomo.*

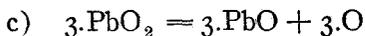
“El hidrato de cromo se disuelve en sosa cáustica, dando cromito de sodio:



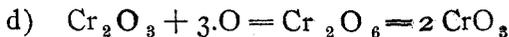
El cromito de sodio le escribiremos ahora como suma de dos óxidos:



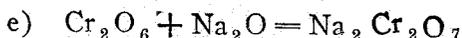
Debido al oxígeno del bióxido de plomo:



el óxido de cromo se transforma en el anhídrido crómico:



que se combina con el óxido de sodio, dando primero bicromato de sodio:



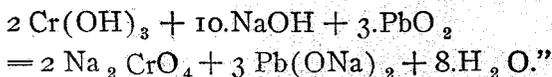
y después, con el exceso de sosa cáustica, cromato de sodio:



El óxido de plomo, a su vez, se disuelve en sosa cáustica, formando plumbito de sodio:



Sumando estas fases se obtiene:

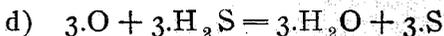
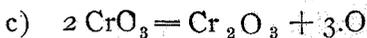


Ej. 15.º — *Reducción del bicromato de potasio por el hidrógeno sulfurado en presencia del ácido sulfúrico* (pág. 22, ej. 26.º).

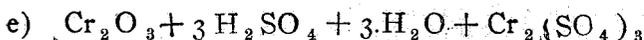
“Primero actúa el ácido sulfúrico:



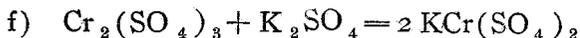
El anhídrido crómico en presencia de una substancia oxidable, cede oxígeno y se transforma en el óxido crómico:



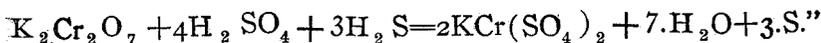
El óxido crómico se disuelve en el ácido sulfúrico:



y los dos sulfatos de cromo y potasio, constituyen una sal doble, el alumbre de cromo y potasio:

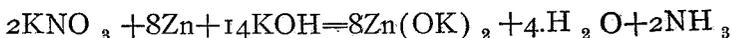
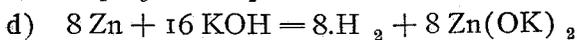
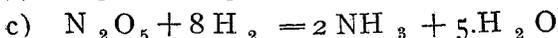
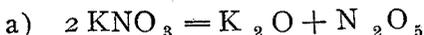


Sumando estas fases tendremos:

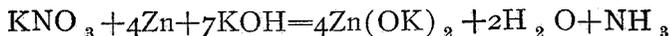


Ej. 16.º — *Reducción del nitrato de potasio con zinc y álcali*  
(ej. 29.º, pág. 23).

"Zinc y potasa cáustica dan zincato de potasio e hidrógeno; éste reduce el nitrato hasta el amoníaco:

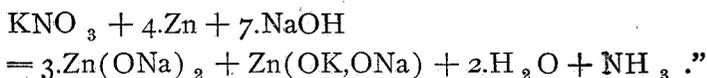


y después de la división por el factor común 2:



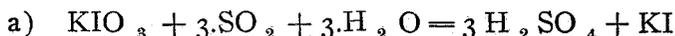
NOTA. — Estas igualdades, legítimas del punto de vista aritmético, no nos parecen realizables químicamente en las condiciones que tiene lugar la reacción. Y esto mismo se advierte en algunos otros ejemplos. El autor advierte en la regla del método que hay fases parciales irrealizables a veces, y éste nos parece uno de los casos.

Al emplear sosa cáustica, se obtiene zincato de sodio y una molécula de zincato de sodio y potasio:

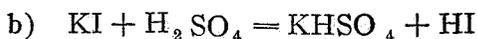


Ej. 17.º — *Reducción del iodato de potasio con anhídrido sulfuroso.*

"El iodato de potasio reacciona primero como oxidante, transformando el reductor anhídrido sulfuroso en ácido sulfúrico:



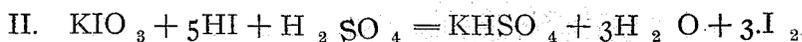
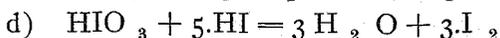
El ácido sulfúrico formado descompone el ioduro de potasio:



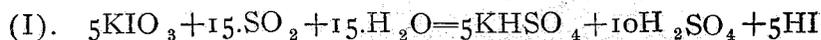
Estas dos fases sumadas dan:



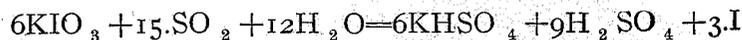
El ácido iodhídrico reacciona con el ácido iódico, puesto en libertad por el ácido sulfúrico:



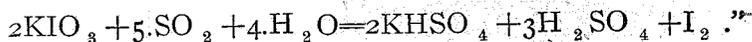
Para tener a disposición 5 moléculas de HI, multiplicaremos la ecuación I por 5:



y sumamos (I) y II:

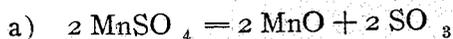


y dividiendo por el factor común 3:

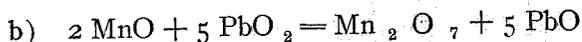


Ej. 18.º — *Transformación del sulfato manganoso en ácido permangánico con bióxido de plomo y ácido nítrico diluido.*

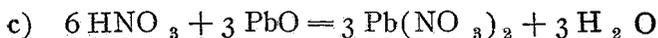
“Escribiremos el sulfato de manganeso como suma de anhídrido y óxido:



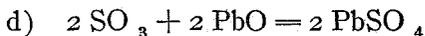
Mediante el oxígeno cedido por el bióxido de plomo, el óxido manganoso se transforma en el anhídrido permangánico:



Esta reacción será facilitada por el ácido nítrico, que se combina con el óxido de plomo dando nitrato de plomo; se precisarán solamente 6 moléculas:



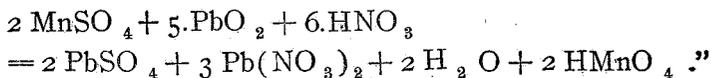
porque las dos moléculas de óxido de plomo que restan, se unen con el anhídrido sulfúrico de a) :



El anhídrido permangánico en presencia del agua formada se transforma en el ácido :

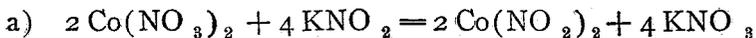


Tenemos, por consiguiente, la ecuación principal :

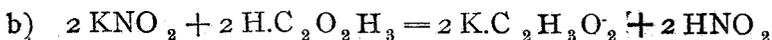


*Ejem. 19.º — Formación del cobalti — nitrito de potasio (Sal de Fischer) (pág. 26).*

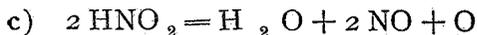
“Si se agrega nitrito de potasio y ácido acético a una solución de nitrato de cobalto, se obtiene un precipitado característico para el cobalto. Admitiremos primero una doble descomposición entre el nitrato de cobalto y el nitrito de potasio :



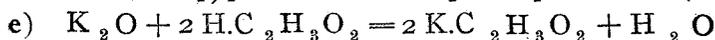
El ácido acético pone en libertad al ácido nitroso :



que se descompone en seguida :



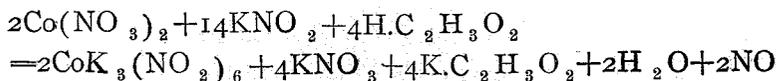
El oxígeno transforma el nitrito cobaltoso en nitrito cobáltico :



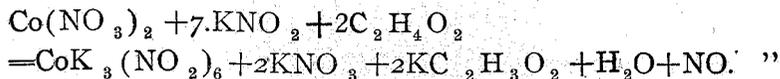
y el nitrito cobáltico forma con el exceso de nitrito de potasio un precipitado amarillo de cobalti — nitrito de potasio :



Estas reacciones reunidas suministran la ecuación buscada:

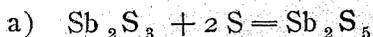


y después de la división por el factor común 2:

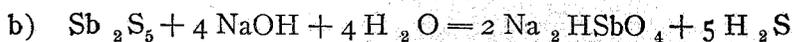


Ej. 20.º — *Reacción de la sosa cáustica sobre una mezcla molecular de trisulfuro de antimonio y azufre* (ej. 34.º, pág. 27).

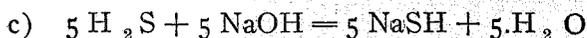
“Admitiremos primero que la mezcla molecular de trisulfuro de antimonio y azufre reacciona como si fuera pentasulfuro de antimonio:



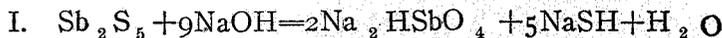
Este cuerpo, tratado con sosa cáustica, da ortoantimoniato disódico; mediante fórmulas desarrolladas, se encuentra fácilmente la ecuación:



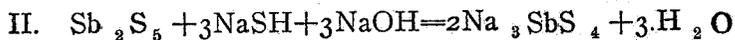
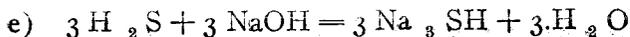
El hidrógeno sulfurado no se desprende, sino que es absorbido por la sosa cáustica:



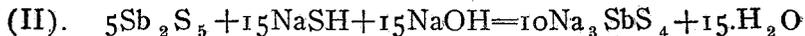
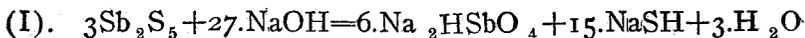
de modo que la ecuación de la primera fase es:



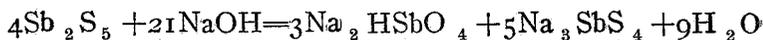
El sulfhidrato de sodio formado disuelve al pentasulfuro de antimonio, dando sulfoantimoniato trisódico:



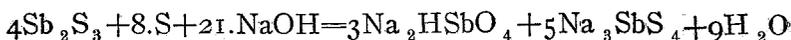
Para poder eliminar el sulfhidrato de sodio que se encuentra en las ecuaciones I y II, en diferentes miembros, multiplicaremos la primera ecuación por 3 y la segunda por 5:



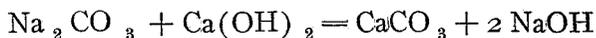
Esta ecuación podemos dividirla por el factor común 2:



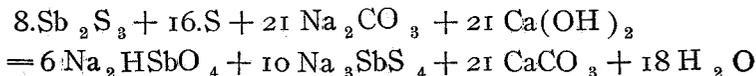
Finalmente reemplazaremos el pentasulfuro por la suma de trisulfuro y azufre y obtenemos:



Al preparar el sulfoantimoniato de sodio, conocido por el nombre de "Sal de Schlippe", no usamos sosa cáustica, sino una mezcla de carbonato de sodio cristalizado y cal apagada, que reacciona según:



Al substituirlo llegamos a la ecuación:



con la cual podemos calcular las cantidades necesarias para la preparación de la sal de Schlippe."

Con este ejemplo termina el Dr. Sorkau el capítulo primero de su opúsculo.

---

Si comparamos ahora este procedimiento con el anterior expuesto y basado en la *atomicidad*, se advierte que aquél lleva grandes ventajas a éste, puesto que nos muestra cada reacción en

su *génesis*, la sigue en su desarrollo, lleva en cuenta circunstancias concomitantes, señala diferencias en la acción de los ácidos según su grado de concentración y estudia con detenimiento cuantas influencias puedan modificar el proceso cuya formulación tiene en vista. Léanse con cuidado los ejemplos que hemos transcrito y se verá reflejado cuanto vamos diciendo.

Una reacción escrita en símbolos químicos que no haya sido precedida de una explicación suficiente, podrá satisfacer al práctico, al cultivador de la química por su utilidad, como al fabricante de jabones, al perfumista o al preparador de abonos químicos o de bujías esteáricas; pero no satisfará al que la cultive por amor a la ciencia misma, pues éste, dotado de un espíritu investigador y curioso, querrá saber no sólo el *cómo*, sino el *por qué* de los resultados a que le lleve su investigación.

Tal es el concepto que nos hemos formado del *Desarrollo metódico de las ecuaciones químicas* que ha dado a conocer más extensamente entre nosotros el profesor Walther Sorkau. Sea ese trabajo el bienvenido al campo de la ciencia de las transformaciones de la materia. Pero la importancia que le atribuimos nos mueve a tratar de penetrar un poco más en su significado químico y filosófico. Entendemos que el principio que informa tan curioso *método*, no es otro que el llamado *principio de la coexistencia* o de la *independencia de las reacciones*, que pudiéramos enunciar así: *Cuando cualquier número de reacciones se verifican simultáneamente en un sistema químico, cada una de ellas, obedeciendo a la ley de masa, procede como si fuera independiente de las otras. El cambio total es la suma de todos los cambios independientes.*

Ignoramos nosotros si tal *principio* tiene una demostración rigurosa capaz de satisfacer el espíritu filosófico del químico, o si más bien debemos admitirlo como un *postulado* que la experiencia confirme, por lo menos, en multitud de reacciones. Sea, pues, demostrable *a priori* o confirmable *a posteriori*, es lo cierto que el *método* lo utiliza: ya cuando va buscando la *reacción final*,

mediante la concatenación de reacciones parciales, ya en el caso de conocer los cuerpos reaccionantes y los formados por la reacción definitiva, y se eleva por el *método algebraico* a determinar las cantidades de las substancias que intervienen en el proceso químico. Tal es la marcha que del punto de vista matemático ha seguido el profesor Sorkau, estableciendo reacciones de *partida*, llamadas por él *reacciones límites*, para elevarse al conocimiento más en detalle de las reacciones definitivas. Pero antes de abordar ese punto, conviene hacer notar el *argumento* en que se apoya el *desarrollo metódico de las fórmulas de reacción*, y tratar de hacer visible al entendimiento su fuerza probatoria.

Entendemos que tal argumento es el *sorites*, que viene a ser una concatenación de silogismos, aplicable a la demostración de proposiciones químicas. Mas como el *método* tiene no poco de matemático, como trataremos de probar, su argumentación tiene atingencia con la del *sorites matemático*, cuya expresión, si no más alta, la mejor conocida, es la que ofrece la regla conjunta (*regula catenaria*). Su objeto es determinar la relación entre dos números, que no pueden compararse directamente, conociendo las relaciones que los ligen con otros intermedios. Para ello establece una serie de equivalencias, empezando, para mayor claridad, con la que contiene la incógnita, dispuestas de tal suerte que el primer miembro de cada una sea de la misma especie que el segundo de la anterior. La multiplicación ordenada de tales equivalencias produce otra de la que se deduce el valor de la cantidad desconocida.

Pues bien, este mismo mecanismo es el que, con ligeras diferencias a veces, asume el *sorites químico*, solo que la eliminación de las substancias que no deben aparecer en la reacción final, se efectúa por vía de suma, disponiéndolas de antemano de modo que se hallen en miembros opuestos de las igualdades químicas. Véanse en comprobación los ejercicios tratados, y especialmente los 11.º y 12.º.

Este mecanismo puede servirnos de regla mnemónica para



recordar la serie de igualdades químicas que debemos escribir para llegar a la ecuación definitiva.

La fuerza probatoria del sorites químico viene a fundarse en el axioma matemático, o mejor dicho, ontológico, de que: *dos cosas iguales a una tercera, son iguales entre sí*. En el trabajo que publicarán los *Anales* desarrollamos más este punto.

Advirtamos que si bien en muchos casos se ofrece rápidamente al entendimiento la ley de sucesión de las igualdades químicas que integran la reacción total (ejemplos 4.º — caso 1.º — 9.º y algunos otros), a veces no ocurre lo mismo, bien a causa de ser algunas artificiosas, bien porque la multitud de igualdades integrantes imponga a la memoria un gran esfuerzo (ejemplos 6.º, 12.º, 14.º, 16.º, 18.º y 20.º).

Para semejantes casos, y aun en cualquiera circunstancia en que el químico se halle, existe un *procedimiento* que no necesita para su recto empleo más que conocer las fórmulas de las sustancias químicas reaccionantes y de las producidas por la reacción. Ese método llama en su auxilio la pura *matemática*; nosotros le hemos denominado el *método directo*.

(Continuará)

ANGEL PÉREZ HERNANDEZ

---