

Gerhard Ott
“Esbozo de una Química según el método fenomenológico”
1962 Tomo II
Sección IV

La intervención de la electricidad en los reinos de la química.

Advertencia preliminar objetiva y pedagógica

En dos partes de nuestros experimentos químicos -en la oxidación del nitrógeno y en la reducción del fósforo- nos hemos servido hasta ahora de la fuerza eléctrica. Pero en ambos casos esa fuerza no actuaba siguiendo plenamente su propia naturaleza, es decir, directamente, sino sólo de una manera *mediata* por la elevación del grado de calor en forma de arco voltaico. No obstante es sumamente interesante que precisamente con ayuda de la electricidad se puedan generar de manera sencilla esas extraordinarias temperaturas en las que se producen asociaciones y separaciones, que no tienen lugar en grados habituales de temperatura. También son sobre todo asociaciones y separaciones que se oponen a los procesos materiales naturales. Así, en la oxidación del nitrógeno se vence su extraordinario poder de resistencia contra un compuesto de oxígeno y ese compuesto, digamos, se consigue por la fuerza. Lo mismo sucede con la reducción del fósforo, extraído violentamente, a partir de un compuesto de calcio natural y conducido a la forma del elemento puro.

Por consiguiente, hemos de esperar que la electricidad, allí donde ella sea introducida en la química según su esencia y naturaleza, nos permita realizar sorprendentes transformaciones de sustancias que, sin su ayuda, no se producirían o lo harían muy difícilmente. Eso sucederá aún más que la primera forma de aparición de la fuerza eléctrica -el descubrimiento de Galvani y de Volta- que estaba estrechamente unida con el ámbito de la química. Y más teniendo en cuenta que la aplicación de la electricidad a sustancias químicas se presentaba tanto más conveniente en la medida en que esa fuerza natural misma aparecía en relación con las transformaciones químicas. Por otro lado recuerda la magnífica interacción que se produjo en el ámbito mundial de los descubrimientos y formación de pensamientos que, en la misma época en que la química estaba en proceso de cobrar nueva forma, se descubrió que la recién descubierta fuerza universal de la electricidad era un factor que la apoyaba mucho más de lo que podía esperarse. En 1789 se produjo el primer descubrimiento de Galvani (el famoso experimento del muslo de rana); en 1790, en base a esos descubrimientos del *médico* boloñés, Volta había construido su primer elemento de cobre, cinc y ácido sulfúrico; y ya en los años 1807-1810, el genial químico inglés Davy, con la ayuda de una fuerte batería de elementos de Volta, logró los más significativos descubrimientos de las sustancias químicas básicas en el área de los álcalis y alcalinotérreos. Con ello se esclarecieron toda una serie de interrogantes de la química hasta entonces inexplicados. Y eso fue posible aún más teniendo en cuenta que poco antes, en 1799, el francés *Proust* formuló la *ley de las proporciones constantes* en los compuestos químicos a la que le siguió, ya en 1802, *el descubrimiento de la ley de las proporciones múltiples de Dalton*.

Por tanto, el curso de la evolución de la misma química se corresponde muy de cerca con los fenómenos químicos vinculados con esos descubrimientos

que veremos en las siguientes secciones. Junto a nexos que ahí salen a la luz volveremos a encontrarnos con transformaciones de sustancias que ya conocemos, pero que aquí se producen en circunstancias totalmente nuevas.

No obstante, en esta sección nuestra intención será, sobre todo, expresar las leyes que surjan salvaguardando plenamente las condiciones previas fenomenológicas y abstenernos de introducir formaciones conceptuales preconcebidas. Eso se realizará con plena intención y con conocimiento de los conceptos comunes que, de otro modo, aparecen en este ámbito, como por ejemplo la teoría de los iones y otras parecidas. Ahí ha de mostrarse precisamente hasta qué punto los fenómenos mismos pueden ser la teoría, cuando éstos se presentan, en cierto modo, en una *ordenación deseada por la naturaleza misma*. En nuestra opinión, la tarea de un pensar que se entienda a sí mismo no consiste en exponer teorías para explicar los fenómenos, sino en crear una *ordenación de los fenómenos mediante la cual la naturaleza misma se sitúe en disposición de revelar claramente sus leyes*. Aquí también procederemos en este sentido.

Sobre el aspecto pedagógico de este capítulo bástenos con decir que se trata de una materia adecuada más o menos para el décimo a undécimo (D. Rohde) año escolar, pues ofrece, de una manera realmente excelente, la posibilidad de profundizar y redondear en nuevas observaciones interesantes los conceptos químicos fundamentales de ácido, álcali, sal, “azufre” y “elemento básico”, oxidación y reducción. Mas con ello se transmite para un décimo y hasta undécimo (D. Rohde) año escolar una vivencia de la acción química que también puede -y debiera- tener importancia más adelante en la vida. Con ello al mismo tiempo se ha acercado la historia de la química a los jóvenes. Pero con ello también se les ha dado la posibilidad de entender el sentido y significado de la época en la que viven y familiarizarse con él. Mas ello ha de ser la tarea fundamental de todas las asignaturas impartidas en la escuela. Por eso, estos “estímulos para un estudio de la química viva” debieran servir a este objetivo.

Evidentemente, para lo que se expone en esta sección, también rige el hecho de que hay que captarlo simplemente como *estímulo*, y que es muy posible y deseable que se incorporen e integren en ello otros fenómenos. No obstante, tal vez podremos notar que las leyes fundamentales se conciben y se expresan de tal modo que ello pueda producirse en todas direcciones.

2.- La electrólisis del sulfato de calcio: los procesos fundamentales en la electrólisis de una sal normal formada por base-álcali y ácido.

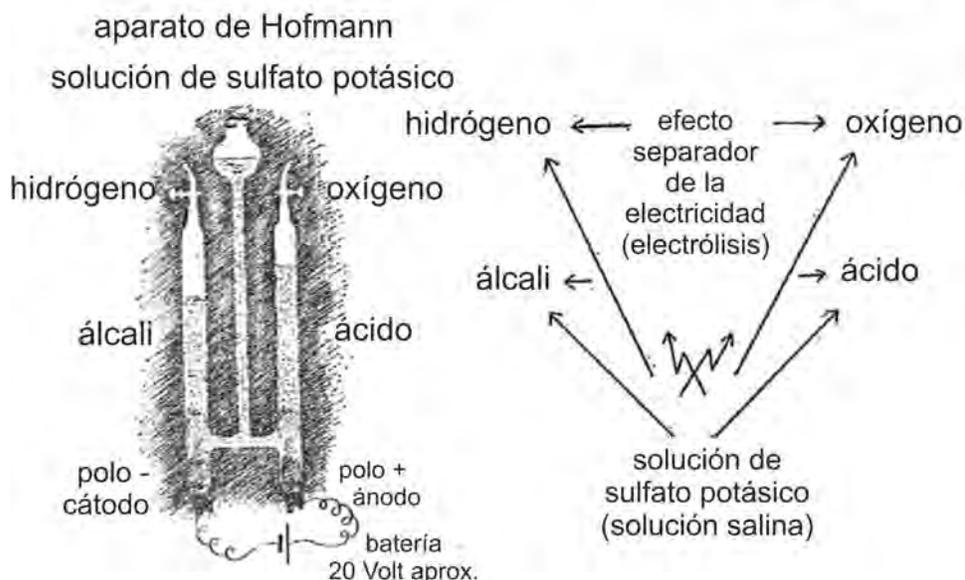
Empecemos directamente con el experimento que nos conduce inmediatamente al centro de los fenómenos y que es tan interesante en su transcurso, que despierta hondamente el interés de los alumnos de esta edad.

Aplicamos electrodos de platino a dos tubos (ver dibujo) y los llenamos, por vía de un tubo central unido a ambos, con una solución de sulfato potásico que anteriormente habremos coloreado con una solución de tornasol (neutra).

Luego conectamos los electrodos a una fuente común de voltaje continuo, de unos 20 voltios, y de ese modo obtenemos un circuito de corriente en el que se halla implicada la solución salina como conductor eléctrico.

Muy pronto observamos que en ambos electrodos ascienden burbujas, es decir, se generan gases. Las burbujas que aparecen en el electrodo positivo (ánodo) son claramente más grandes (D.Rohde) que las del electrodo negativo (cátodo). Podemos reunir las burbujas gaseosas emergentes en un volumen gaseoso mayor haciendo que, al principio, los dos tubos puedan cerrarse por arriba con dos llaves. Pronto observaremos también que sobre el polo positivo

descomposición de la solución de sulfato potásico



o ánodo se acumula sólo la mitad de gas que sobre el negativo o cátodo. Por otro lado, la proporción de volumen entre los gases surgidos en el ánodo y el cátodo que se presenta siempre (si las llaves cierran bien) es de 1:2,¹ como podemos comprobar claramente en cada ocasión en las marcas de los tubos graduados. Si dejamos que el proceso se realice por más tiempo, aumentan los dos volúmenes de gas, pero permanecen siempre en la misma proporción mutua de 1:2. Vemos, pues, como aquí, en este experimento, *la naturaleza misma* nos señala a que en sus procesos manifiestamente rigen leyes numéricas que todavía hemos de conocer.

Es de enorme importancia pedagógica que, más adelante, vinculemos las reflexiones sobre las leyes numéricas dentro del mundo de las sustancias precisamente a esa percepción sensorial que genera asombro. Pues con ello empieza a estimularse en los alumnos también un *deseo vivo* de captar y poder comprender esas leyes, y, como profesor, uno genera con ello un interés activo como condición previa para cosas que, de otro modo, transcurrirían sin color.

Pero aquí, quizás por primera vez, ese hecho debiera constatar y percibirse con los sentidos. Pues un fenómeno aún más llamativo en este experimento pronto reclamará el interés de los alumnos. El contenido de los dos tubos de cristal sobre los electrodos al poco tiempo ya no muestra el

1.- En agua saturada de O₂. En caso necesario, empezar para ello el experimento con las llaves abiertas (Nota de D. Rohde)

mismo color de la solución neutral de tornasol¹, sino que los dos tubos se van mostrando paulatinamente con color claramente distinto. El líquido que se encuentra sobre el ánodo se vuelve claramente rojo, el que hay sobre el cátodo se hace azulado, mientras que el tubo central con la solución salina mantiene el color violeta original de la solución neutral de tornasol y por tanto siempre se puede recurrir a él para compararlos.

Si al repetir el experimento tomamos jugo de col lombarda² que habremos preparado nosotros mismos para colorear el sulfato de potasio, aparecen las diferencias cromáticas aún con más claridad, de modo que el contenido de un tubo adopta un precioso *rojo carmín* y el otro un magnífico *verde esmeralda*, mientras que el tubo central mantiene nuevamente el color azul normal del jugo vegetal recién preparado.

Ahí tenemos la impresión inmediata de los tonos cromáticos complementarios, de modo que a simple vista ese experimento suele causar especial impresión en los alumnos.

Pero ambos procesos de coloración, tanto en el tornasol como en el jugo de col lombarda (repollo morado), como volveremos a mostrar, aparecen cada vez que esas soluciones se reúnen con ácidos o álcalis de cualquier tipo. (Ahí, el enrojecimiento intensivo del jugo de col lombarda en la acción del ácido es tan revelador para las leyes internas de esa sustancia orgánica como la coloración hacia el verde que incluso va tendiendo paulatinamente hacia el amarillo).

La coloración, por tanto, es para nosotros un signo indiscutible de que la influencia de la electricidad sobre la solución salina, hasta entonces neutral, puede describirse diciendo que ésta ha sido “descompuesta” o “dividida” por los polos (electrodos) en dos sustancias polarmente opuestas: ácido y base -ácido sulfúrico y potasa cáustica-². Podemos mostrar más claramente que todo el proceso parte de los polos que realizan el proceso electrolítico en un tubo de cristal en forma de U, en donde introducimos los electrodos *desde arriba* en la solución coloreada de sulfato potásico preparada de la misma manera. La coloración hacia el rojo y el verde empieza entonces desde los polos hacia abajo, mientras que en la parte intermedia e inferior del tubo en U se mantiene todavía el color original. Esa variante del experimento anterior es especialmente reveladora porque, en la coloración distinta que se manifiesta de un color desde los polos, esa variante muestra claramente que la transformación en ácido y base se produce precisamente desde esas zonas. Para poder desviar fácilmente los gases que aquí aparecen, se colocan con ese propósito, encima de los dos electrodos, tubitos laterales para que puedan salir por allí.

¿Qué es pues lo que ha sucedido? Que la electricidad, una fuerza natural que, en su forma de manifestación, es por sí misma de naturaleza polar (polo + y polo -) por su acción ha hecho que aparezca realmente una *polaridad que existe de forma natural* en cada sal. Al mismo tiempo, la electricidad -al hacerse activa en lo líquido- ha realizado un determinado desplazamiento de las etapas de existencia, transformando una solución salina en un ácido y una base, es

2.- Con un indicador universal de fluidos no va tan bien, la proporción de 2:1 se desplaza. (Nota de D. Rohde)

3.- Sólo teóricamente. La aparición del ácido y de la base se basa solamente en la descomposición del agua. K^+ y SO_4^{2-} no se descargan en estas condiciones. (Nota de D. Rohde)

decir, en sustancias que hemos de considerar situadas en la zona intermedia (“mercurial”).

Con este tipo de formulación no se ha hecho más que constatar un manifiesto estado de hechos. Pero que, como tal, muestra un significado trascendental. Ahora también se puede intuir que una fuerza natural cuya acción genera oposiciones tan intensas en la química, en el mismo modo de su aparición, en la medida en que ésta tenga su causa en procesos químicos, tiene su punto de partida en esas polaridades químicas.

Pero la observación del experimento expuesto no sería completa si no comprobáramos la naturaleza de los dos gases que han surgido en el mismo proceso electrolítico. Si además abrimos la llave que se encuentra encima del ánodo del mencionado aparato de Hoffmann y en el gas que se escapa por ella introducimos rápidamente una varilla de madera incandescente, veremos que ésta genera una llama brillante. Por tanto, ese gas sólo puede tratarse de oxígeno. En cambio si abrimos la llave que hay encima del cátodo y mantenemos en el gas emergente un fósforo encendido, el gas se enciende y arde tranquilamente. Se trata, pues, de hidrógeno (¡la paulatina coloración amarilla de la llama se debe al sodio del vidrio!). Con esa separación de ácido y sal se acompaña, pues, al mismo tiempo, una formación de oxígeno e hidrógeno, es decir, igualmente la formación de sustancias extremadamente polares.

Así pues, a la electricidad le corresponde una acción disociadora y de descomposición, y ella es la que produce exactamente las polaridades que ya hemos conocido en anteriores exposiciones: ¡ácido \longleftrightarrow base; oxígeno \longleftrightarrow hidrógeno!

Pero ahora puede surgir la pregunta: ¿cómo pudo llegarse a la formación de oxígeno e hidrógeno? ¿La corriente eléctrica debía disociar el agua en que estaba disuelta la sal de potasio?