APUNTES DE QUIMICA AMPLIADA

LOS IONES

(Continuación)

Por CARLOS MORENO ZEBALLOS
Estudiante de Q. y Farmacia

En esta ecuación se ve que el $Cu(OH)^2$ permanece en forma molecular, por ser muy débil; en cambio, el ácido sulfúrico por ser muy fuerte, se disocia. En consecuencia, existirán libres en la solución iones H^+, quienes tienen la propiedad de actuar sobre los reactivos coloreados (tornasol, anaranjado de metilo, etc.), como veremos al tratar de la "teoría de los indicadores".

Finalmente, además del $CuSO^4$, son ej. de este tipo de sales, entre otras, las siguientes: $FeCl^2$, $FeCl^3$, $CuCl^2$, $Cu(NO^3)^2$ etc.

2.º **Sales neutras de reacción básica.** — Comprende este grupo las sales formadas por un ácido débil y una base fuerte, por ej., el $KClO^3$, $KClO$, $Na^2\ CO^3$, $CH^3\ COONa$ $C^6\ H^5\ ONa$, etc., formadas respectivamente por los ácidos débiles: $HClO^3$ (clórico), $HClO$ (hipocloroso), $H^2\ CO^3$ (carbónico hipotético), $CH^3\ COOH$ (acético) y $C^6\ H^5\ OH$ (fénico o fenol ordinario), y las bases fuertes KOH y NaOH.

Tomemos como tipo el fenato de sodio, quien se origina en la reacción siguiente $C^6\ H^5\ OH + NaOH \rightleftharpoons H^2\ O + C^6\ H^5\ ONa$. Al disolver esta sal en el agua se disociará así:

$$C^6\ H^5\ ONa \rightleftharpoons C^6\ H^5\ O^- + Na^+.$$

y para el agua:

$$H2\ O \rightleftharpoons H^+ + OH^-.$$

Se forma ácido fénico que por ser muy débil permanece en estado de disolución molecular, al mismo tiempo que se regenera el álcali, el cual se disocia casi totalmente. El ión hidrógeno, precedente de la disociación del ácido fénico, no alcanza a neutralizar a la totalidad de los hidroxilos precedentes de la KOH; luego, habrán un sobrante de OH^-, los cuales determinarán la reacción básica del fenato sódico. La ecuación es:

$$C^6\ H^5\ O^-.\ Na^+ + H^+.\ OH^- \rightleftharpoons$$
$$C6\ H^5\ OH + (Na^+ + OH^-).$$

Al mismo tiempo la solución huele a ácido fénico debido a su volatilidad y deberá estar no disociado, puesto que los iones no pueden despedir olor desde que no son volátiles.

3.º **Sales neutras de reacción neutra.** — Comprende este grupo aquellas sales neutras que están formadas por ácidos y bases de igual fuerza, no débiles. Así, por ejemplo, el $K^2\ SO^4$ y el NaCl, en los cuales los ácidos y las bases son igualmente disociables (aproximadamente). Para el sulfato potásico tendremos:

$$H^2\ SO^4 \rightleftharpoons SO^{4=} + 2H^+.$$
$$KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-.$$

en ambas ecuaciones predominan los sistemas de la derecha. De modo que la ecuación final será:

$$(2K^+ + SO^{4=}) + 2(H^+ + OH^-) \rightleftharpoons$$
$$(SO^{4=} + 2H^+) + 2(K^+ + OH^-).$$

Permaneciendo en el segundo miembro todos los compuestos disociados y habiendo cantidades equivalentes de los iones H^+ y OH^-, como se puede observar en la última ecuación, el medio deberá presentar reacción neutra, porque estos iones se neutralizan mutuamente. De modo que "en el caso de que el ácido y la base

que forman una sal sean ambos fuertes, no habrá hidrolisis, porque la acción del agua será anulada por sí misma".

Cuando el ácido y la base constitutívos de una sal son débiles, se produce una pequeña hidrolisis.

Cálculo del grado de hidrolisis. — "Se entiende por grado de hidrolisis a la cantidad de sal descompuesta por la acción del agua". Para hallar la fórmula que nos permitirá calcularlo, consideremos una sal hidrolizable AB, quien se disociará según la ecuación:

$AB \rightleftharpoons B^+ + A^-$.

$$K^1 = \frac{B^+ \times A^-}{BA} \quad (1)$$

La descomposición hidrolítica de BA es:

$BA + H^2O \rightleftharpoons BOH + AH$ (A).

Pero el ácido y la base resultantes se disociarán, cualquiera que sean sus fuerzas respectivas:

$AH \rightleftharpoons H^+ + A^-$.

$$K^2 = \frac{H^+ \times A^-}{HA} \quad (2)$$

$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$.

$$K^3 = \frac{B^+ \times OH^-}{BOH} \quad (3)$$

Por último, es necesario no olvidar que el agua es también disociable, aún cuando lo haga en muy pequeña proporción:

$H^2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$.

$$K^4 = H^+ \times OH^- \ (1) \quad (4)$$

Aplicando la "ley de la acción de las masas a la ecuación (1) resulta que la constante de división hidrolítica estará dada por la fórmula: $K^5 = \frac{AH \times BOH}{BA}$.

Substituyendo los valores de BA, HA y BOH, deducidos respectivamente de (1), (2) y (3):

$$K5 = \frac{\dfrac{H^+ \times A^-}{K^2} \times \dfrac{B^+ \times OH^-}{K^3}}{\dfrac{B^+, A^-}{K^1}} = \frac{K^1(H^+.A^-).(B^+.OH^-)}{K^2\ K^3\ (B^+.A^-)} = \frac{K^1(H^+.OH^-)}{K^2\ K^3}$$

Pero según (4): $K^4 = H^+ \times OH^-$. Substuyendo, resulta finalmente:

$$K^5 = \frac{K^1.K^4}{K^2.K^3}$$

Como se comprende, esta fórmula no es aplicable a cualquier electrolito, sino únicamente a aquellos que sean hidrolizables.

Luego, es posible calcular el grado de hidrolisis valiéndose de las constantes de disociación. En la última fórmula:

K^1 = Es la constante de disociación de la sal.

K^2 = Es la constante de disociación del ácido del cual procede la sal.

K^3 = Es la constante de disociación de la base de la cual procede la sal.

K^4 = Es la constante de disociación del agua.

Teoría de Hittorf. — La fuerza con la cual los electrodos atraen a los iones (anión y catión), es proporcional á la carga que éstos posean y, en consecuencia, al número de valencias electrolíticas; pero el frotamiento es un motivo que amortigua la velocidad en una cantidad determinada para cada ión. Se podría objetar que esta resistencia sería despreciable debido a la enorme carga de que los iones están dotados, pero esta observación queda desvirtuada con sólo tener en cuenta la moderna concepción de la hidratación de los iones (véase más adelante).

(Continuará).

(1) Como la cantidad de agua inicial es bastante grande como para que la reacción no la modifique más que en una proporción despreciable, esta cantidad puede considerarse invariable y ser comprendida en la constante de equilibrio.