

X QUIMICA ANALITICA

POR EL DOCTOR

X ERNESTO ALBAN MESTANZA

(Continuación)

TEORIA DE LAS DISOLUCIONES ACUOSAS

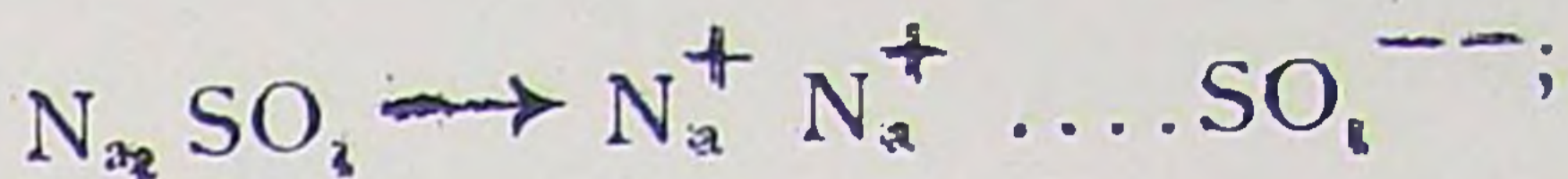
Las moléculas de los ácidos, bases y sales en estado completamente anhidro, esto es, excentas de agua, están compuestas conforme lo expresan sus respectivas fórmulas:

ÁREA HISTÓRICA
DEL CENTRO DE INFORMACIÓN INTEGRAL

las del ácido clorhídrico	por	H Cl
„ „ „ sulfúrico	„	H ₂ SO ₄
„ „ hidrato sódico	„	Na OH
„ „ cloruro de sodio	„	Na Cl.

Al disolverlas en agua, se descomponen, en mayor o menor grado, en dos átomos o grupos atómicos, cada uno de los cuales posee una carga eléctrica positiva o negativa, los cuales se designan con el nombre de *iones*. Los *iones*, pues, no son otra cosa que átomos o grupos atómicos con carga eléctrica positiva o negativa que se forman al disolver un electrolito en agua, es decir, una substancia que, al ser atravesada por la corriente eléctrica, se descompone en sus elementos. Así, electrolitos son las sales fundidas o disueltas y las disoluciones acuosas de los ácidos y de las bases.

Al disolver un electrólito en agua, éste suministra siempre igual cantidad de electricidad positiva y negativa:



esto es, el ion SO_4^{--} posee igual carga eléctrica que los dos iones de N_a juntos, y es por esto por lo que las disoluciones de los electrólitos se manifiestan siempre electro-neutrales. Esta energía eléctrica tiene su origen, principalmente, en la cantidad de energía química contenida ya en las sales no disociadas.

Transformados los átomos ordinarios mediante su disolución en agua al estado de *iones* o átomos electrizados, adquieren éstos propiedades diversas; así, p. ej., al disolver en agua cloruro de sodio:

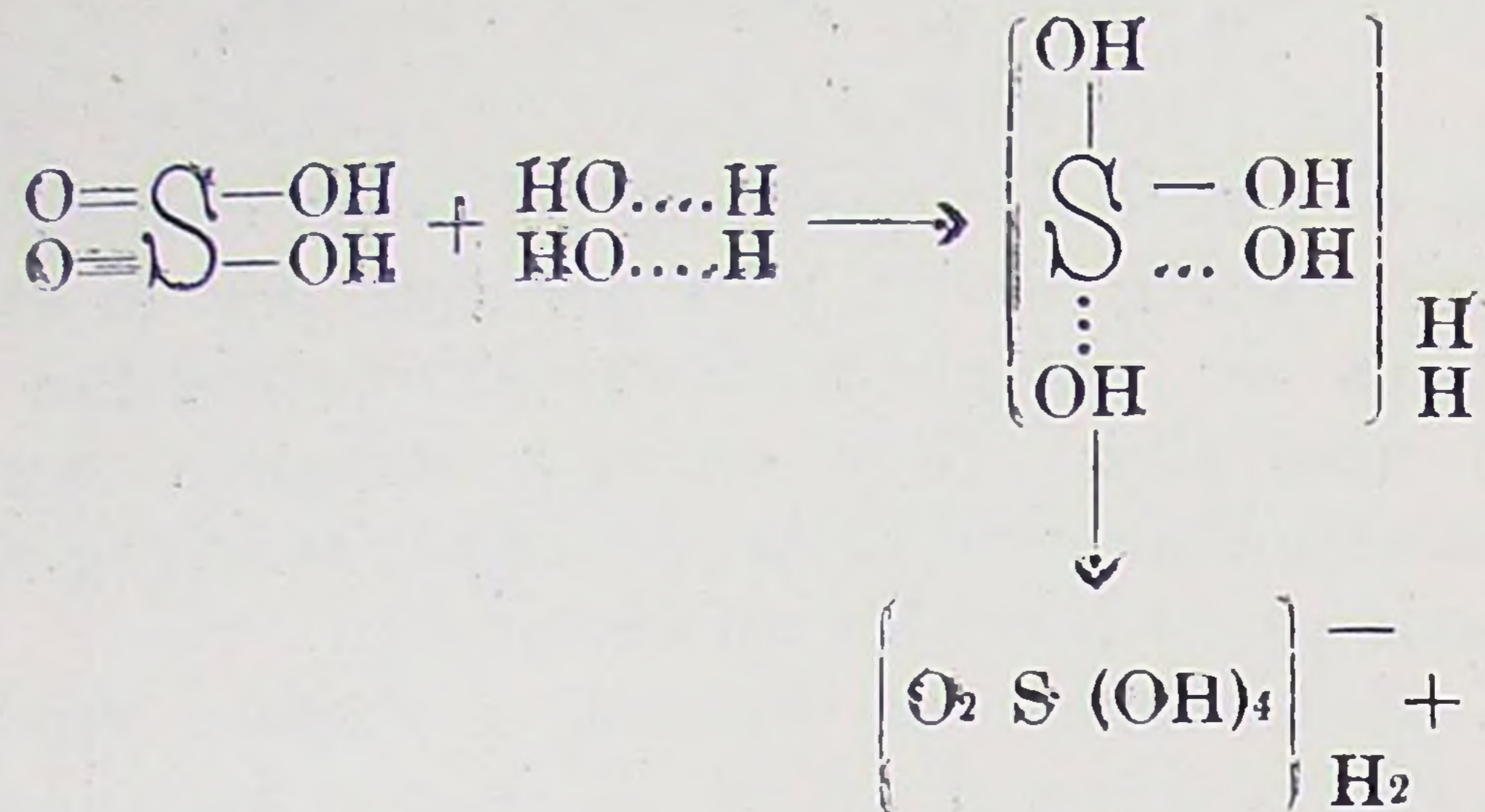


el ion N_a^+ que se forma, no tiene las propiedades del cuerpo simple N_a , porque, al tenerlas, debería reaccionar al momento con el agua, formando el hidróxido $N_a OH$; mas esto no sucede, porque el sodio en estado de *ion* posee una carga eléctrica, es decir, una cantidad de energía distinta de la del cuerpo simple sodio. Pero en cuanto el ion N_a^+ pierde su carga eléctrica, esto es, su carácter específico, por contacto de un electrodo negativo, se convierte en átomo ordinario, recobrando al momento sus propiedades. De esto se deduce, que los iones elementales y los cuerpos simples pueden considerarse estados alotrópicos, distinguiéndose sólo por su diferente cantidad de energía: el fósforo ordinario y el rojo, el oxígeno y el ozono, etc., son también el mismo elemento con cantidades diversas de energía.

Acidos. — Estos cuerpos, cuando excentos de agua, no son ácidos: así, los ácidos clorhídrico, sulfúrico, etc., en estado anhídrico, no atacan a los metales ni enrojecen

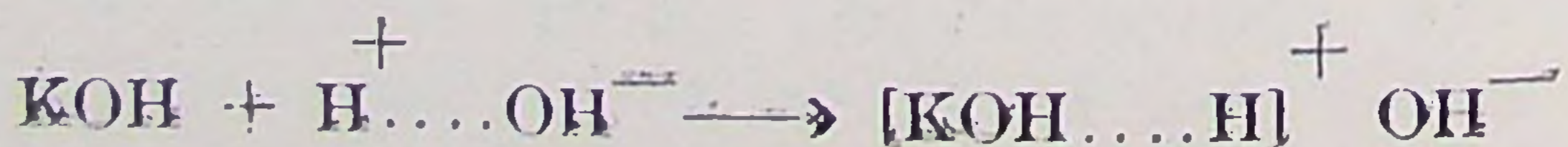
la tñtura azul de tornasol, pues estas propiedades se manifiestan en presencia del agua o la humedad.

La hidratación del ácido sulfúrico se efectua de la manera siguiente:



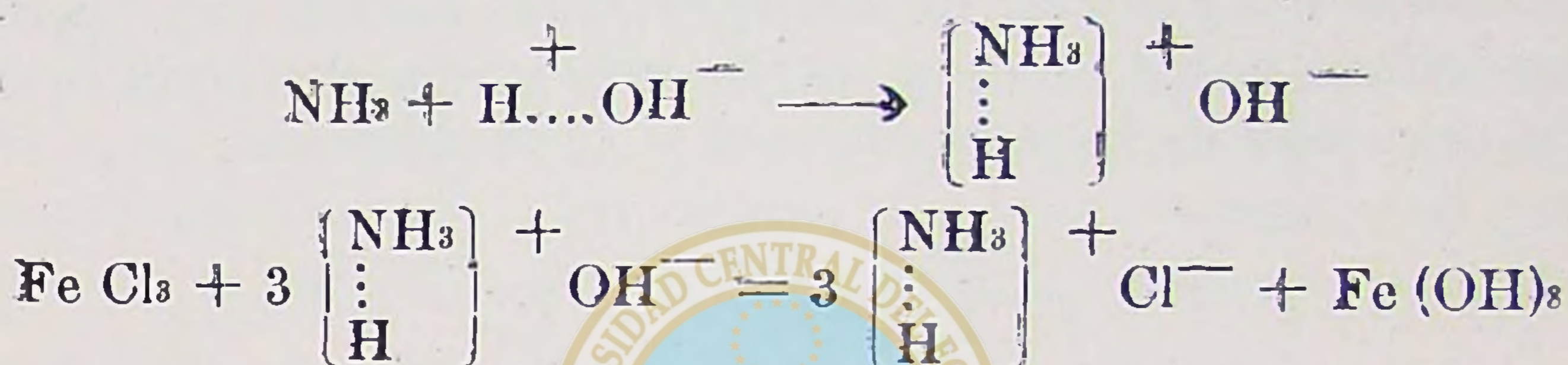
o, en otros términos, los *oxidriliones* del agua se unen al azufre, mediante el resto de afinidad o energía que todavía poseen, quedando independientes los dos *iones de hidrógeno*. Estos *iones de hidrógeno* son los que producen la acidez de las soluciones, y, por consiguiente, a ellos deben los ácidos su sabor especial, el enrojecimiento de la tñtura azul de tornasol; son ellos los que atacan a los metales y se desprenden abundantemente al ponerlos en contacto. Privado este ácido— H_2SO_4 —de agua, deja nuevamente de dar todas las reacciones características ya enumeradas. Por todo esto, pueden definirse los ácidos: *cuerpos que, en soluciones acuosas y en estado de mayor o menor disociación, producen iones de hidrógeno.*

Bases.—Del mismo modo que los ácidos en estado anhidro pierden sus funciones ácidas, las bases—sosa caustica, potasa caustica, etc.—en las mismas condiciones, tampoco poseen propiedades básicas. Por esto, una base excenta de agua no es base, y, para serlo, necesita la presencia de agua:



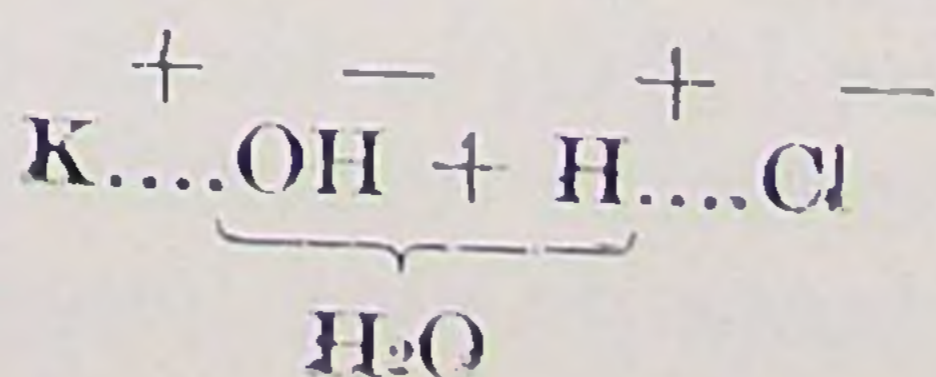
De este último ejemplo se deduce que, al disolver una base anhidra en agua, ésta, la base, encadena al *hidrogenion* del agua, dejando con independencia al *oxidrilión*. Por consiguiente, las bases están caracterizadas por el *oxidrilión* (OH^-), y sólo a éste se debe la basicidad de una solución.

El amoniaco tiene también la propiedad de encadenar *iones de hidrógeno* del agua, dejando con independencia sus *oxidriliões*. Y por esta propiedad, el amoniaco es una base y puede precipitarse con él al hierro, aluminio, cromo, etc. de sus disoluciones en forma de hidratos:



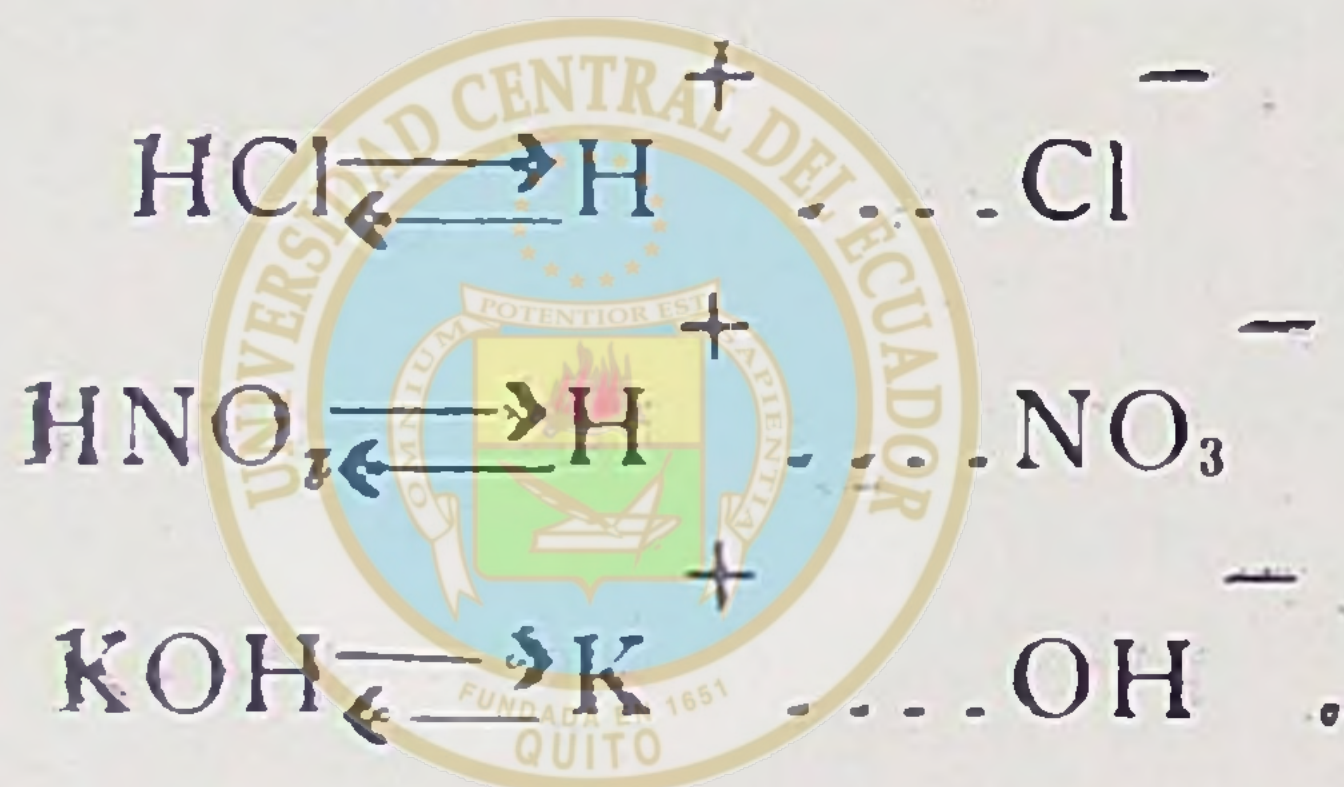
De lo expuesto se deduce, que las bases no son otra cosa que compuestos que en soluciones acuosas tienen la propiedad de producir *oxidriliões*.

Neutralización.— La solución acuosa de ácido clorhídrico contiene, como queda ya dicho, *iones* de H^+ y Cl^- , la de sosa cáustica, los *iones* Na^+ y OH^- ; y mezclando estas dos disoluciones en cantidades equimoleculares, reúnen los cuatro *iones*: $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Y como el agua tiene poca tendencia a disociarse en sus *iones* H^+ y OH^- , al encontrarse estos dos *iones* juntos, como en el ejemplo anterior, se combinan al momento, y forman agua indisociada y sal disociada, de cuyo fenómeno resulta la neutralidad:



es decir, la mezcla será neutra cuando hayan desaparecido por saturación recíproca todos los iones ácidos H^+ y básicos OH^- .

Grado de disociación iónica.—Al disolver un electrolito, esto es, una sal, un ácido o una base en agua, sus moléculas no se disocian o ionizan completamente, sino que en la solución quedan moléculas disociadas y sin disociar; así, p. ej., una solución acuosa de HCl , HNO_3 , KOH , etc., no sólo contiene los iones H^+ y Cl^- ; H^+ y NO_3^- ; K^+ y OH^- , sino también moléculas sin disociar de HCl , HNO_3 , KOH , etc., produciéndose entre unas y otras un estado de equilibrio que depende de la temperatura y de la diluición:



Además, los ácidos polibásicos, como p. ej., H_2SO_4 , etc., al disolverlos en agua, no se descomponen directamente en los iones H_2^+ y SO_4^{--} , sino que su disociación es gradual en la misma molécula; es decir, cuando su solución es concentrada, se descompone según la ecuación:



en los iones monovalentes H^+ y HSO_4^- ; y al aumentar la diluición, el ion HSO_4^- se ioniza en H^+ y SO_4^{--} . De suerte que una solución fuertemente diluída de ácido sulfúrico contiene, fuera de muy pocas moléculas sin disociar de H_2SO_4 , sólo los iones H^+ y SO_4^{--} .

El número de moléculas ionizadas no es el mismo para todos los electrolitos, pues él depende de la naturaleza del cuerpo, de la temperatura (probablemente por efecto de un aumento en la movilidad de los iones) y, siempre, del grado de dilución de dicho cuerpo; de manera que la *ionización* de una disolución será tanto más completa cuanto más diluída sea su solución.

El grado de esta disociación se puede determinar fácilmente mediante la conductibilidad eléctrica de los electrolitos; o sea, mediante la propiedad que tienen los *iones* de transportar la electricidad a los respectivos polos, transporte que es proporcional al número de iones libres que el electrolito contiene.

Para comparar el grado de ionización de los electrolitos, es preciso que se referan los resultados a la misma concentración. El cuadro siguiente contiene el grado de disociación de los electrolitos más importantes, determinados en soluciones $\frac{1}{10}$ de normales:

Acidos $\frac{1}{10}$ n	Grado de disociación	Bases $\frac{1}{10}$ n	Grado de disociación
HCl	cerca de 93 %	KOH	94%
HNO ₃	" " 92 "	N _a OH	91 "
H ₂ SO ₄	" " 80 "	NH ₄ OH	2 "
H ₃ PO ₄	" " 44 "		
HF	" " 13 "	Sales $\frac{1}{10}$ n	
H ₂ CO ₃	" " 0,2 "		
H ₂ S	" " 0,07 "	KCl	93 "
HCN	" " 0,04 "	N _a Cl	92 "
Ac. tartárico	" " 15 "	NH ₄ Cl	85 "
" acético	" " 1,5 "	B _a Cl ₂	70 "
" bórico	" " 0,01 "	K ₂ SO ₄	70 "
		CuSO ₄	40 "

En el cuadro que precede podemos ver que el ácido clorhídrico está más disociado que el sulfúrico, y éste

más que el acético, etc. Si tomáremos volúmenes iguales de estas soluciones $\frac{1}{10}n$ y las mezcláremos con el mismo peso de zink, recogiendo y midiendo el hidrógeno que se desprende, observaremos que en tiempos iguales se ha formado más hidrógeno con el HCl, menos con el H₂SO₄, y menos todavía con el ácido acético; lo cual revela que el ácido clorhídrico ha sido más enérgico que el sulfúrico, y éste más que el acético: de lo que se deduce: *que la energía de un ácido es tanto mayor cuanto más disociadas se encuentren sus moléculas en los correspondientes iones.*

También la fuerza o energía de reacción de las bases es proporcional al número de moléculas disociadas en que se encuentran estas sustancias.

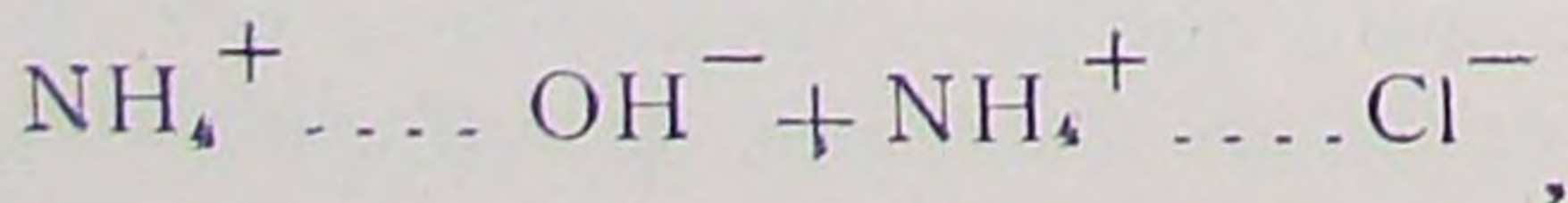
Si a un carbonato cualquiera añadiéremos un ácido, p. ej., el clorhídrico, se desprenderá ácido carbónico; y si a una sal amónica añadiéremos una base, p. ej., NaOH, se desprenderá amoniaco:



ÁREA HISTÓRICA
DEL CENTRO DE INFORMACIÓN INTEGRAL

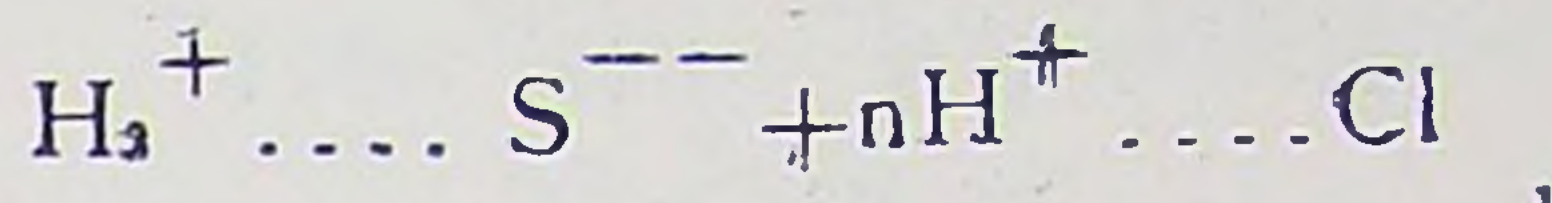
En el primer caso, habremos añadido un ácido fuertemente disociado, como es el clorhídrico, a otro que no lo está sino débilmente, como es el carbónico; y en el segundo caso, habremos añadido la base fuertemente disociada NaOH al cloruro amónico de disociación menor; y en ambos observaremos que se desprende, respectivamente, el ácido o la base menos disociada. *De esto se deduce, en general, que los ácidos o bases más disociadas desalojan de sus combinaciones a las menos disociadas.*

El grado de las ionizaciones se puede disminuir fuertemente aumentando el número de uno de sus iones; así p. ej., si a una solución acuosa de amoniaco, se añadiera otra de cloruro de amonio



aumentará el número de los iones de amonio, disminuyendo el grado de ionización del hidrato de amonio; esto es, disminuirá el número de *oxidriliones*.

Lo propio sucede si a una solución de ácido sulfhídrico, se añade otra de ácido clorhídrico



que aumenta la concentración de los iones de hidrógeno y disminuye la concentración de los iones de azufre.

Es por esto por lo que el magnesio, en presencia de mucho cloruro de amonio, no es precipitado por el amonio, en forma de hidrato de magnesio, y que la precipitación del zink con ácido sulfhídrico se impida añadiendo a la solución de la sal de zink un ácido fuerte como p. ej., el clorhídrico.

Hidrolise.— El agua es un mal conductor de la electricidad; su disociación electrolítica

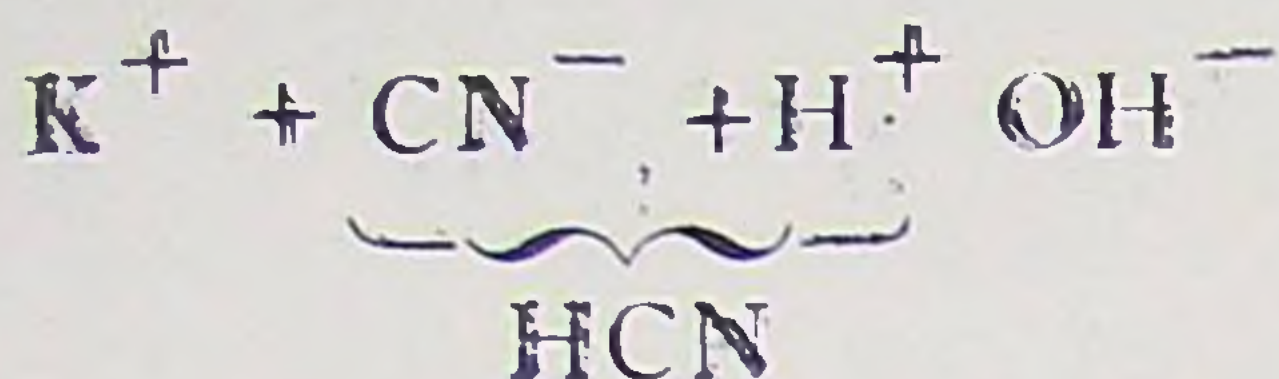


es tan minimal, que, según Kohlrausch y Heidweiler, a una temperatura de 20° c asciende a 1,05-10⁻⁷; esto es, que 10.000.000 de litros de agua, contienen sólo un

gramo molecular de agua disociada en H⁺ y OH⁻. Ahora bien: cuando este cuerpo sirve de disolvente a sales formadas por ácidos débiles y bases enérgicas, o por ácidos enérgicos y bases débiles; los iones del agua reaccionan con los de las sales disueltas, combinándose parcialmente y comunicando a las disoluciones una reacción alcalina o ácida:

Este fenómeno de descomposición, conocido con el nombre de *disociación hidrolítica* o *hidrolisis*, es fácilmente explicable mediante la teoría de los iones, a saber: el cianuro de potasio (KCN) es la sal de la base enérgica KOH, con el ácido débil HCN, (véase la ta-

bla de las disociaciones); y la solución acuosa de dicha sal, KCN, debe contener, primero, los iones K^+ y CN^- , y, además, los iones H^+ y OH^- , provenientes de las mínimas porciones del agua disociada:



Los iones H^+ y CN^- no pueden existir juntos en estado de *iones*, sino que, por su muy poca tendencia a ionizarse, se unen y forman las moléculas débilmente disociadas de HCN; quedando en la solución sólo las moléculas ionizadas de K^+ y OH^- , cuyo *oxidrilión* tiene reacción básica. Como desaparecen los *hidrogeniones*, se disocian nuevas moléculas de agua, y otra porción de los iones de potasio se hidroliza, aumentando así la reacción básica, hasta que alcanza cierto equilibrio:

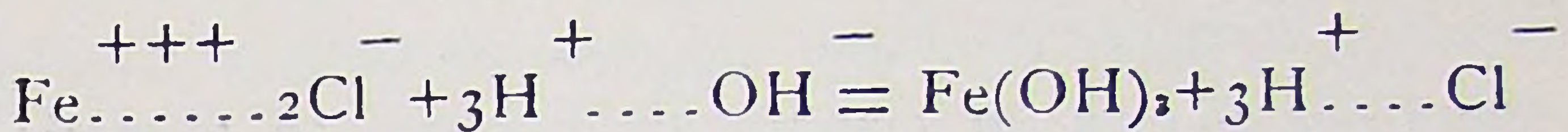


La reacción alcalina del carbonato de sodio, potasio, etc., es debida a los fenómenos de la hidrólisis; así, p. ej., si disolviéramos carbonato de sodio en agua, el *ion* CO_3^{--} se combinaría parcialmente con el *ion* H^+ del agua y dejaría en libertad a los iones alcalinos OH^- :



Al disolver en agua una sal de ácido enérgico y base débil, como p. ej., cloruro férrico, se efectuaría la siguiente descomposición hidrolítica: el cloruro férrico,

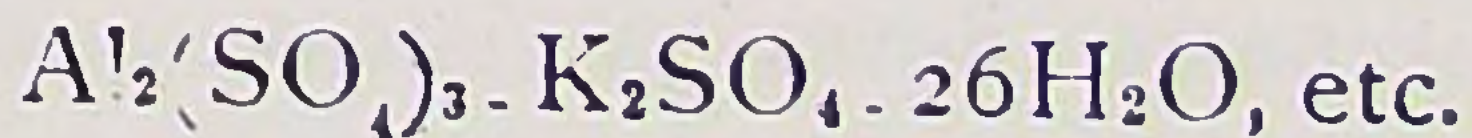
FeCl_2 , se descompondría, primero, en los iones Fe^{+++} y 3Cl^- y el hierro que tiene muy poca tendencia a disociarse, o sea a la formación de iones, se uniría al *oxidrilión* del agua, formando el hidrato férrico $\text{Fe}(\text{OH})_3$, cuya disociación es muy minimal, y quedaría iontizado el ácido clorhídrico, cuyo *hidrogenión* suministra a la solución reacción ácida:



Sales dobles y sales complejas.—Sucede con frecuencia, que mezclas de ciertas soluciones concentradas de sales simples criatalicen compuestos mixtos de composición constante, conocidos con el nombre de *sales dobles*, formados por la unión de un número determinado de moléculas de una sal, con otro número determinado de moléculas de otra sal, a las que se adhieren también, con frecuencia, moléculas de agua; p. ej., la carnalita, que no es otra cosa que un cloruro doble de magnesio y potasio con seis moléculas de agua:

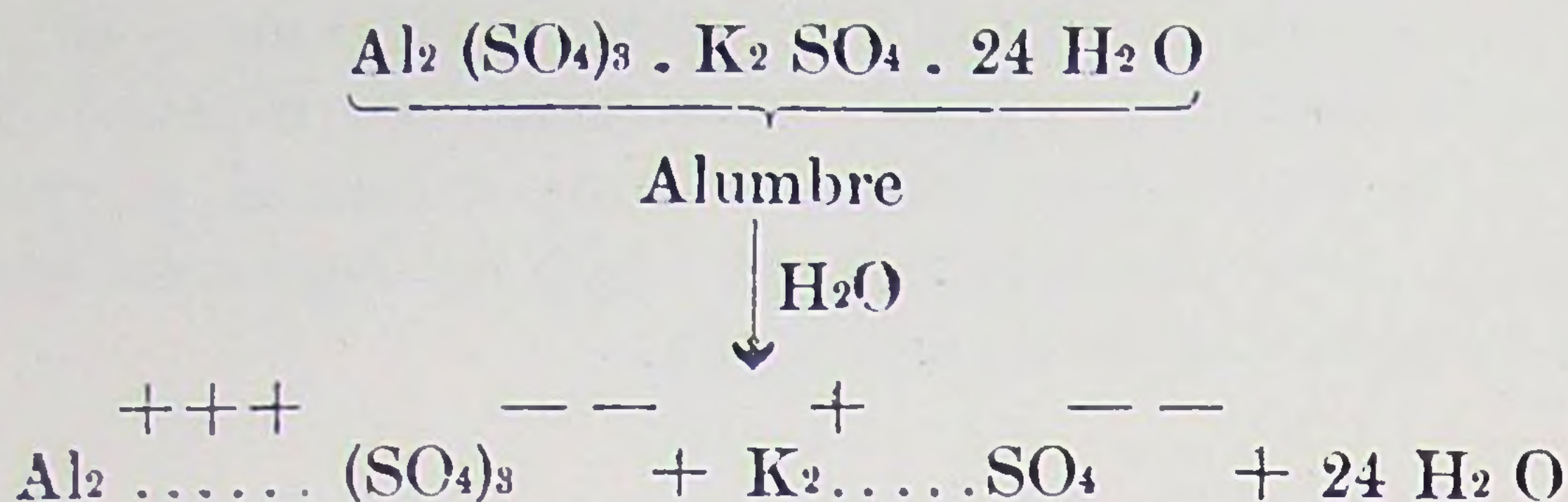


el alumbre potásico:

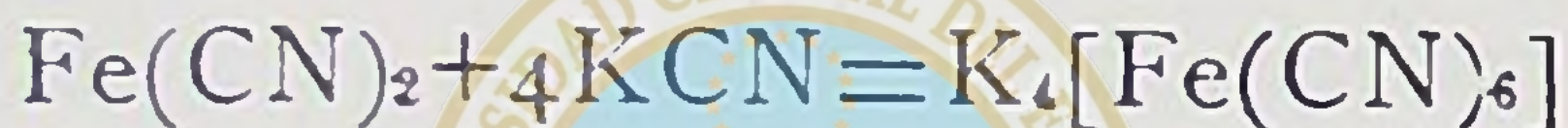


Al disolver en agua dichas sales, se disocian y dan las reacciones de las sales componentes; así p. ej., si disolviéramos en agua el alumbre potásico y dicha disolución dividiéramos en tres partes y añadiéramos a la primera amoniaco, a la segunda unas gotas de ácido clorhídrico y cloruro de bario, y a la tercera ácido clorhídrico y cloruro de platino, observaríamos que se preci-

pitán hidrato de aluminio, sulfato de bario y cloruro de platino potásico, respectivamente:

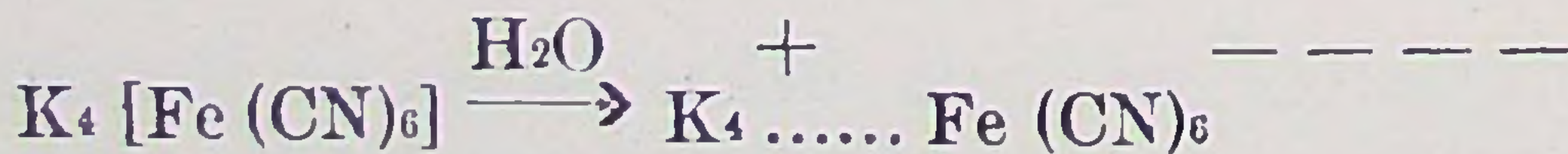


Ahora bien: si a una solución de sulfato ferroso añadiésemos otra de cianuro de potasio, se formaría, primero, un precipitado amarillo café de cianuro ferroso que se redisolvería, después, en un exceso de reactivo:



Evaporando la disolución resultante, se separarían unos cristales amarillos en forma de gruesos prismas monoclinicos; y si disolviésemos dichos cristales en agua, observaríamos que esta sal sólo presenta las reacciones características del potasio, mas no las del hierro divalente y las del radical CN.

Por medio de la conductibilidad eléctrica de la solución acuosa de esta sal, se ha comprobado que en esa solución no existen iones de Fe ni CN; razón por la cual no pueden ser precipitados por ninguno de sus reactivos característicos, y se encuentra la sal, más bien, disociada en cuatro iones potásicos y el complejo $\equiv \text{Fe}(\text{CN})_6^-$:



lo que quiere decir, que al añadir un exceso de cianuro de potasio al sulfato ferroso, el hierro divalente y el cianuro se unen y forman un nuevo ion complejo negativo

ferrocianógeno $\text{Fe}[\text{CN}]_6^-$, que tiene propiedades

diferentes de las de los iones Fe^{++} y CN^- .

Entre las sales complejas podemos citar al ferricianuro potásico, cuya sal en solución acuosa se ioniza en 3K^+ y el complejo $\equiv\text{Fe}(\text{CN})_6^{--}$, o sea, cuatro iones en to-

tal; el cupricianuro potásico $\text{K}_2\text{Cu}(\text{CN})_4$, que se forma añadiendo un exceso de amoníaco a una solución de sulfato de cobre. La solución acuosa de esta sal compleja, tampoco tiene iones de Cu, sino que este metal forma con el amoníaco los iones complejos negativos azules de la cupramina $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^-$ y por lo tanto, no puede presentar sus reacciones características; así, la potasa cáustica no lo precipita. Además, podemos citar el cloro platinado de potasio K_2PtCl_6 , cuya solución

acuosa contiene dos iones de potasio, 2K^+ , y el complejo

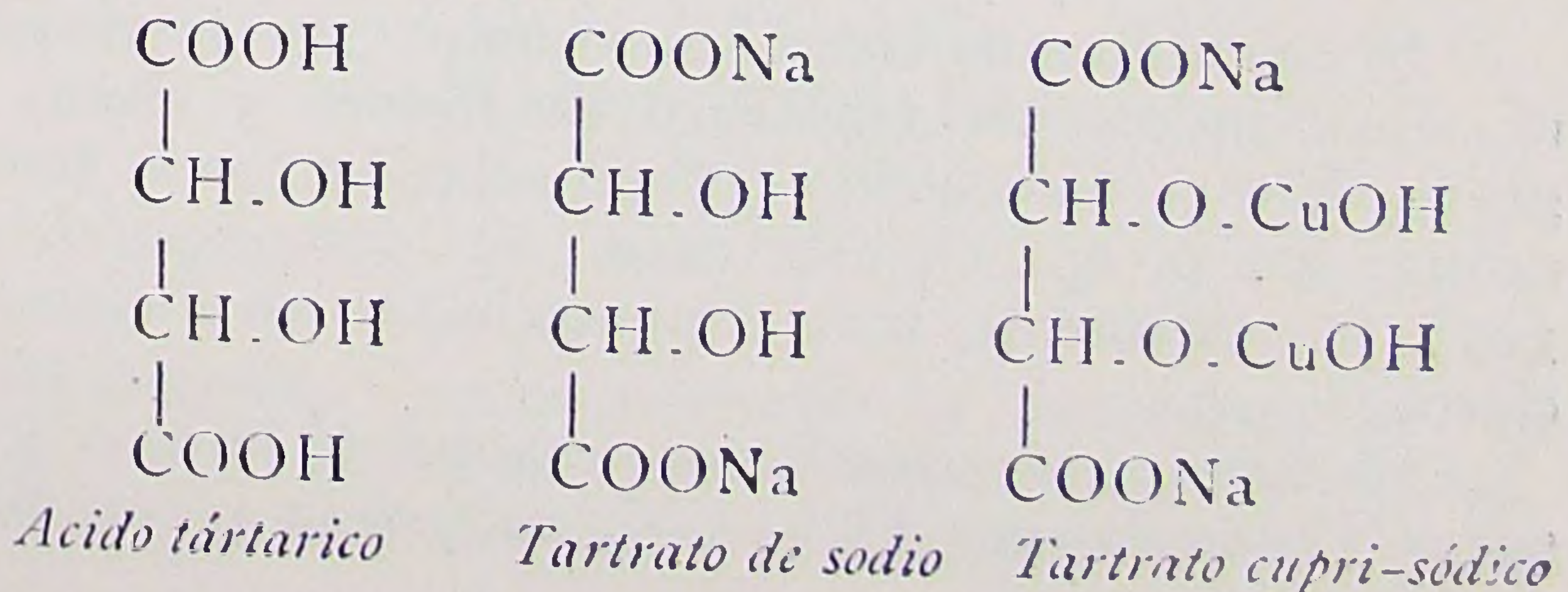
negativo $[\text{PtCl}_6]^{--}$; el cianuro argéntico potásico; $\text{KAg}[\text{CN}]_2$; el cianuro auro potásico: $\text{KAu}[\text{CN}]_2$, etc.

También son de suma importancia en la química analítica los compuestos complejos de metales con sustancias orgánicas que contienen grupos oxidrídicos; tales como el ácido tartárico, azúcar, glicerina, etc., p. ej.:

Glicerato cupri-sódico $[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2\text{Cu}]\text{Na}$

Tartrato cupri-sódico $[\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_8\text{Cu}_2]\text{Na}$

Los hidrógenos de los grupos oxidrídicos están sustituidos, en estos compuestos, por los metales Cu y Na, los que no se ionizan en soluciones acuosas, y, por consiguiente, no pueden ser comprobados por los reactivos particulares de estos:



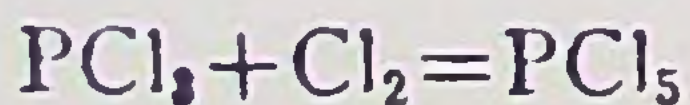
Esta clase de sales complejas forma el ácido tartárico también con el plomo, cobre, cadmio, antimonio, hierro y aluminio.

De esto se deduce, que si tratáremos de comprobar la existencia de metales en sustancias orgánicas que contengan grupos oxidrídicos, será preciso, primero, destruirlas mediante un método adecuado, para, después, comprobar los metales en ellas contenidas; pues así procede la Química Forense cuando trata de comprobar la existencia de venenos metálicos contenidos en alimentos, etc.

De lo anteriormente expuesto, se deduce: que las sales dobles al disolverlas en agua se ionizan, como lo harían las sales simples que las forman; pudiendo, por consiguiente, comprobarse los iones o grupos iónicos en que se resuelva ese compuesto, mediante las reacciones características correspondientes. Las sales complejas, por el contrario, están formadas por un núcleo estable, por un nuevo ion complejo, que presenta reacciones diferentes de los compuestos que lo forman; p. ej.: el

ion complejo $\text{Fe}(\text{CN})_6$, no da, como queda ya indicado, las reacciones del ion Fe y CN , sino que, con el FeCl_3 , produce una coloración, y, luego, un precipitado azul intenso, llamado azul de Prusia o de Berlín.

Acción recíproca de las masas.—Si al tricloruro de fósforo le hiciéremos actuar cloro, en frío, obtendremos penta cloruro de fósforo—masa cristalina ligeramente amarillenta—:



Si calentáremos este último compuesto, se evaporará, disociándose en tricloruro de fósforo y cloro. El grado de esta disociación está en relación con la temperatura; así p. ej., en este caso, se descompondría a 300° , prácticamente, todo el pentacloruro en tricloruro y cloro.

Si disminuyéremos la temperatura de la mezcla gaseosa [formada por $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$], calentada p. ej. hasta

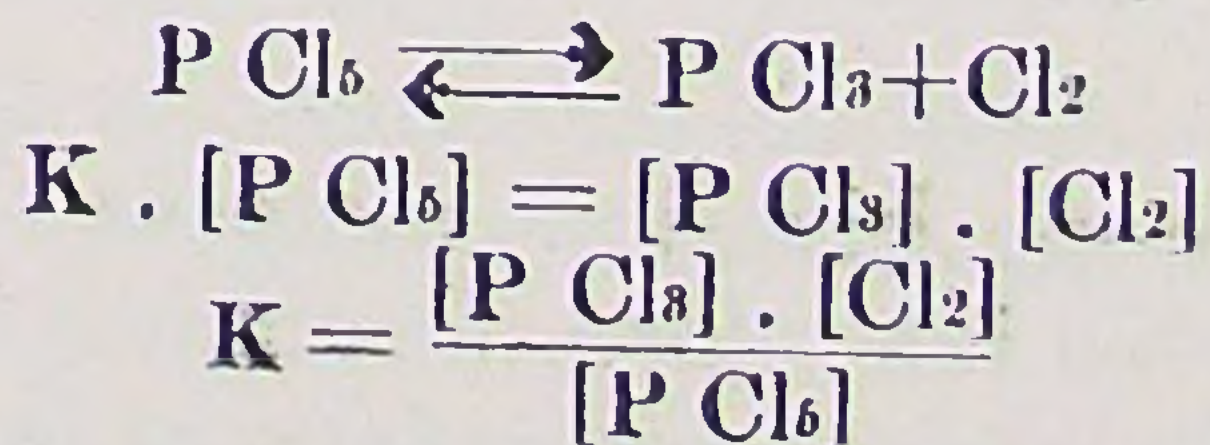
300°, comenzará a recombinarse el cloro y el tricloruro de fósforo disociados, formando, nuevamente, pentacloruro de fósforo; acción que cesará así que la temperatura y presión se mantuvieren constantes, estableciéndose entonces un estado de equilibrio químico entre las moléculas disociadas y sin disociar, debido a la compensación de las acciones recíprocas.

Un fenómeno análogo se produciría al calentar el cloruro de amonio; es decir, sus vapores se disociarían, en mayor o menor grado, en amoniaco y ácido clorhídrico. Y si enfriásemos la mezcla gaseosa, sus moléculas se reconstituirían formando nuevamente NH_4Cl :



En lugar del signo de igualdad se emplean en esta clase de reacciones dos flechas, para indicar que la reacción es reversible, esto es, que puede ocurrir en uno u otro sentido.

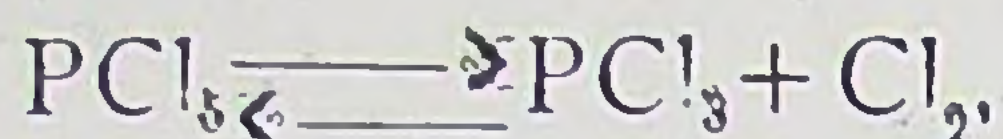
En todo equilibrio químico, la concentración molecular de la substancia no disociada, está con el producto de la concentración molecular de la substancia disociada en una relación constante; o lo que es lo mismo, son directamente proporcionales [Ley de las masas, Guldberg y Waage 1867]. Así, p. ej., si representásemos el número de moléculas no disociadas de pentacloruro de fósforo contenidas en un litro, o sea, su concentración molecular, con (PCl_5) , y la concentración molecular del tricloruro de fósforo y cloro con (PCl_3) y (Cl_2) y aplicamos la ley de las masas, arriba enunciada; tendríamos:



lo cual significa que al aumentar la concentración de $[\text{PCl}_3]$ o de $[\text{Cl}_2]$ debe aumentar también la de $[\text{PCl}_5]$, para que el valor K se mantenga constante.

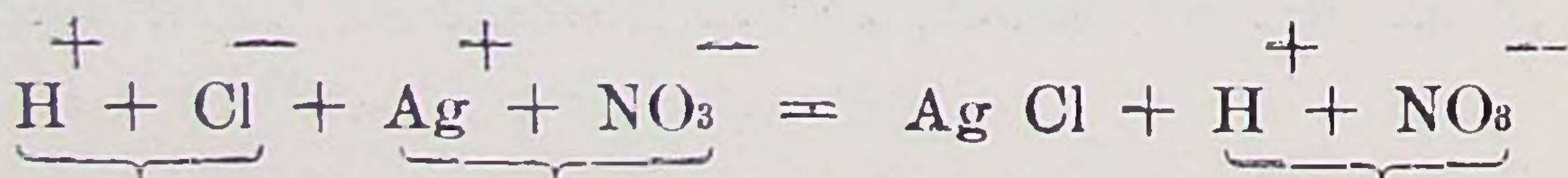
En conclusión, si queremos gasificar pentacloruro de fósforo, debemos hacerlo en una atmósfera de tricloruro de fósforo o de cloro.

Análogamente a lo que sucede con la disociación de los gases, p, ej., en la de los vapores de



que retrocede la disociación mediante la adición de Cl_2 o de PCl_3 , así la adición de un electrólito, con el cual tenga ion común, también modifica la disociación; pues aún en este caso, la disociación electrolítica está regulada por la ley de las masas activas. P. ej.; si a la solución acuosa de NH_4OH , que es un electrólito débil, añadiéremos un electrólito fuerte, como el NH_4Cl , sucederá que en ambos electrólitos, tanto en la solución de NH_4OH , como en la de NH_4Cl , se reducirá simultáneamente el grado de disociación, siendo el electrólito NH_4OH , por ser el más débil, el que recibirá más la influencia; es decir, que al añadir NH_4Cl a NH_4OH se habrá aumentado el número de los iones NH_4 , modificando la relación de las concentraciones. Y para que ésta quedase constante, sería preciso que se redujese o reconstituyese una porción de los iones NH_4 y OH , para que el valor K quedase constante.

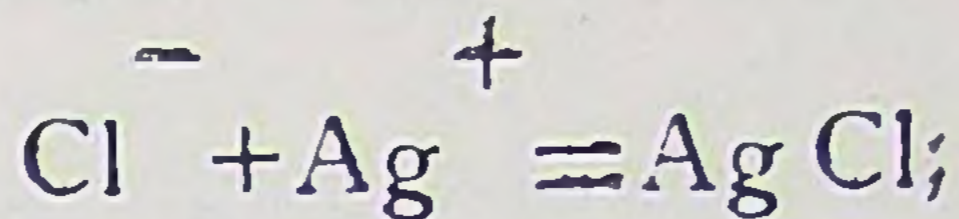
Reacciones iónicas.—Si a una solución de ácido clorhídrico se añadiere otra de nitrato de plata, se formará un precipitado blanco, cuajoso, de cloruro de plata:



esto es, el electro-positivo ion plata se habrá unido con el electro-negativo ion cloro, formando la sal uneléctrica de cloruro de plata, y como ésta es insoluble, se precipitará, alterando el estado de equilibrio de aquel sistema. Pero como este equilibrio tiende a restablecerse, se ionizarán, para esto, nuevas moléculas de HCl y $AgNO_3$, precipitándose, por consiguiente, una nueva

cantidad de Ag Cl; y este proceso se repetirá hasta que quedare precipitado todo el cloro del ácido clorhídrico.

Si suprimiéremos, en la ecuación arriba expresada, los H y los NO₃, por no tomar parte en aquella reacción, obtendremos la expresión siguiente:



lo que quiere decir, que el ion plata es un reactivo del ion cloro. De esto se deduce, que no todas las combinaciones que contienen cloro son capaces de reaccionar con el nitrato de plata y de producir con él un precipitado blanco; reacción que es característica sólo del ácido clorhídrico y de sus derivados por sustitución, llamados cloruros. El clorato de potasa, KClO₃, a pesar de contener cloro, no reacciona con el nitrato de plata; lo que quiere decir que su solución acuosa no contiene iones de cloro.

Electro afinidad.— No todos los iones tienen la misma potencia para retener su carga eléctrica, pues unos, como el $\overset{+}{\text{K}}$, $\overset{+}{\text{Na}}$, $\overset{++}{\text{Li}}$, $\overset{++}{\text{Ba}}$, $\overset{++}{\text{Sr}}$, $\overset{++}{\text{Ca}}$, $\overset{-}{\text{Fl}}$,

$\overset{-}{\text{NO}_3}$, $\overset{-}{\text{Cl}}$, $\overset{-}{\text{Br}}$, $\overset{-}{\text{I}}$, $\overset{-}{\text{SO}_4}$, lo retienen con más fuerza, llamándoselos, por esto, *iones fuertes*; y otros, como el

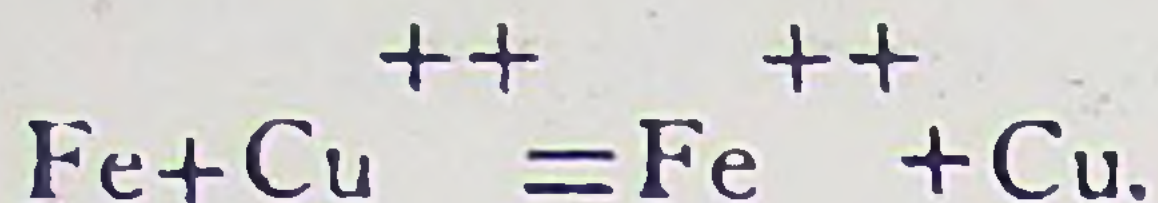
$\overset{+++}{\text{Au}}$, $\overset{+}{\text{Ag}}$, $\overset{++++}{\text{Pt}}$, $\overset{-}{\text{OH}}$, $\overset{-}{\text{CN}}$, $\overset{-}{\text{O}}$, $\overset{-}{\text{S}}$, retienen su carga eléctrica con menos fuerza, y se los llama *iones débiles*.

Los iones restantes ocupan un lugar intermedio entre los fuertes y los débiles.

A la fuerza atractiva de los iones, en virtud de la cual retienen su carga eléctrica, se denomina *electro afinidad*.

Al poner en contacto un elemento de *electro afinidad* fuerte, con un ion de *electro afinidad* débil, la carga eléctrica del segundo pasa al primero; es decir, el metal de *electro afinidad* fuerte se iontiza a expensas de la carga eléctrica del ion débil que se deposita en estado

metálico; así, p. ej., el hierro tiene mayor *electro afinidad* que el cobre, y, por esta razón, el hierro metálico precipita al cobre de su disolución:



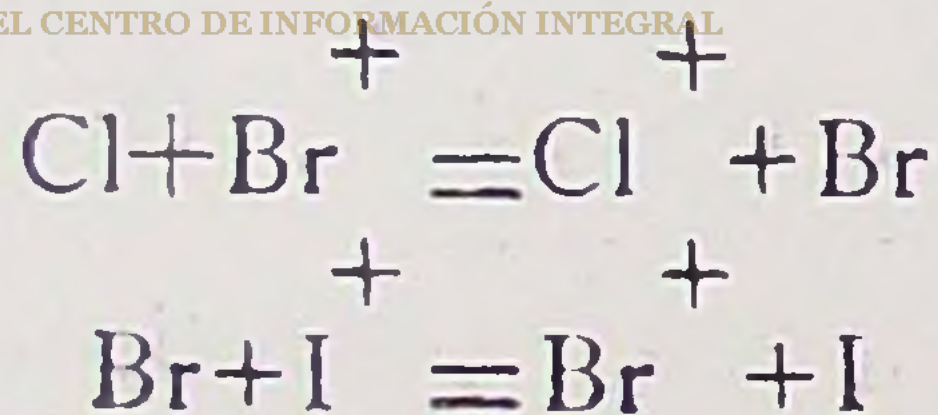
De un modo análogo, desalojan de sus disoluciones la plata al mercurio, el cobre a la plata, la plata al oro, el plomo al cobre, el zink al plomo, etc.

El hierro tiene, además, mayor *electro afinidad* que el hidrógeno; por consiguiente, se disuelve aquel en HCl o H₂SO₄, desalojando a su hidrógeno:



La *electro afinidad* del cloro es mayor que la del bromo, y la de éste último mayor que la del yodo; por esta razón, el cloro desaloja de los bromuros y yoduros al bromo y yodo, y el bromo al yodo de los yoduros, en forma elemental:

ÁREA HISTÓRICA
DEL CENTRO DE INFORMACIÓN INTEGRAL



(Continuará).