

# TRABAJOS DE REVISION

DEPARTAMENTO DE FARMACIA GALENICA

PROF. DR. JOSE M.<sup>a</sup> SUÑÉ

## Determinación del pH: I. Técnicas generales (\*)

por

JOSE M.<sup>a</sup> SUÑÉ y S. IBÁÑEZ (\*\*)

Ars Pharm. VIII, 11-12 (1967)

### 1.—CONCEPTO DE ACIDEZ Y SU EXPRESION

Hay que distinguir entre *acidez potencial* y *acidez actual* de una solución. La *acidez potencial* mide la concentración de  $H^+$  existentes en una solución, tanto disociados como formando parte de moléculas sin disociar, o sea, es la *acidez teórica*. Pero las sustancias, en general, no se disocian completamente, de ahí la *acidez actual* que es el n.º de  $H^+$  disociados en una solución. Al estudiar la *acidez*, la que más interesa es la actual, con la que están relacionadas las propiedades del cuerpo, y menos la potencial que es un valor teórico. El pH mide la *acidez actual* de una solución.

Antiguamente la expresión de la *acidez* o *alcalinidad* de una solución era muy ambigua.

FRIEDENTHAL fue el primero que expresó la *acidez* de acuerdo con la concentración de  $H^+$ , aunque la sustancia fuese alcalina. Si la concentración  $H^+ = OH^-$ , existe un 50 % de  $H^+$  y otro 50 % de  $OH^-$  y la reacción debe ser neutra. Si hay más del 50 % de  $H^+$  la reacción será ácida y si la concentración de  $H^+$  es menor del 50 % la reacción será alcalina.

Como la concentración de  $H^+$ , incluso en las soluciones muy ácidas, es un número muy pequeño, SÖRENSEN propuso expresar la *acidez* por un número proporcional a esa concentración concretamente, por el *logaritmo de la inversa de la concentración de  $H^+$* , o sea, el *cologaritmo de la concentración de  $H^+$* . Le llamó *pH*.

(\*) Para un estudio más extenso del pH puede acudirse a las obras de KORDATZKI (1) y CLAVERA (2).

(\*\*) D. S. IBÁÑEZ disfrutó de una Beca Pfizer durante el año 1967 para la realización de estos trabajos.



GIRIBALDO atribuyó a esta notación dos inconvenientes: Que al aumentar el pH disminuye la acidez y que el punto de neutralidad no es bien visible, pues de 6,9 a 7,1 ha pasado de ácido no sólo a neutro, sino a alcalino, sólo en el intervalo de dos décimas. Debido a ello propuso GIRIBALDO otra notación llamada *pR expresión del logaritmo del cociente H/OH*; si el cociente es igual a 1, el logaritmo será 0 (neutralidad). Cociente mayor que 1: logaritmo mayor que 0 (*pR* positivo = Acidez). Cociente menor que 1: logaritmo menor que 0 (*pR* negativo = alcalinidad). Con esta notación la acidez viene dada en números positivos y la alcalinidad en negativos, siendo el punto neutro igual a 0.

DERRIEN y FONTÉS propusieron la notación *Is H* que viene dada por el logaritmo de la concentración de  $H^+$  tomando como valor uno la décima de microgramo a la que denominan unidad "sörensen". Así, una solución de concentración de  $H^+ = 10^{-10}$  tomada en unidades "sörensen" equivaldría a  $10^{-3}$  u. ó 0,001 u. y el logaritmo de 0,001 = -3. Con este sistema de expresión el punto neutro es también cero (logaritmo de 1 = 0), las soluciones ácidas tienen un *Is H* positivo y las soluciones alcalinas un *Is H* negativo de manera similar a lo que ocurría con la notación de GIRIBALDO.

Ultimamente F. MARTIN y MARTIN (3) ha hecho una innovación en la notación de Sörensen, y le llama *pH potencial* para distinguirlo del pH de Sörensen. Define el pH potencial como "el exponente de la expresión potencial del número de litros en que se halla ionizado un átomo gramo de hidrógeno". Toma como unidad una solución con 1 átomo gramo de hidrógeno por litro; forma una escala cuyo primer término es 1 átomo gramo de hidrógeno/10 litros de solución, el segundo término es 1 átomo gramo de hidrógeno/100 litros de solución y así sucesivamente hasta llegar al término 14 que corresponde a 1 átomo gramo de hidrógeno/ $10^{14}$  litros de solución. Según se observa, en la notación de Sörensen se medían el número de átomos gramo de hidrógeno por litro, mientras que en la de Martín se determina el número de litros de solución en los que se encuentra un átomo gramo de hidrógeno.

A pesar de estas tres últimas notaciones, la empleada universalmente es la de Sörensen, o sea, el pH.

## 2.—INTERES DEL pH EN FARMACIA

Aparte del indiscutible valor teórico del pH, tiene gran importancia práctica en *Fisiología* ya que el cambio irreversible de unas décimas del pH sanguíneo puede ocasionar la muerte del individuo, por lo que hay varios sistemas en el organismo encargados de mantenerlo fijo (pulmón por medio del amortiguador  $CO_2H_2 = CO_2H^- + H^+$ , riñón mediante los amortiguadores aminoácidos, ...).

Es de gran interés en *Microbiología* para el cultivo de gérmenes y su análisis (p. ej. el cólera crece en medios líquidos alcalinos), prepa-



ración de vacunas y cultivos de gérmenes y levaduras de interés industrial.

En la *preparación de productos farmacéuticos* tienen un relevante interés, pues las formas farmacéuticas estériles (colirios e inyectables) han de ser preparadas a un pH igual o próximo al del organismo para que no irrite o necrose los tejidos. Importante es también en la preparación de formas farmacéuticas el conocer el valor del pH y ajustar la preparación al valor de pH en que la conservación sea óptima, sin perder o aminorar sus propiedades terapéuticas. Respecto a los recipientes metálicos se ha de tener en cuenta el pH ya que un valor inadecuado de éste puede erosionar el recipiente; así, el hierro blanco es atacado a un pH 3,5-4,5 y los tubos de aluminio son atacados a pH débilmente alcalino. En las pomadas y demás preparaciones dérmicas es de gran interés el pH. La dermis no tiene un pH uniforme sino que varía según la zona que se considere, el sudor y la secreción de las glándulas sudoríparas, sebáceas ecrinas y apocrinas, etc. Las distintas mucosas (ocular, nasal, vaginal) tienen un pH diferente, unas en la zona alcalina y otras en la ácida. Al aplicar una pomada o crema se ha de conocer su pH y ajustarlo al que tenga su lugar de aplicación ya que en caso contrario produciría irritación o necrosis; la piel enferma tiene un pH distinto al normal por lo que podría ser conveniente la preparación de pomadas que cambiasen su pH.

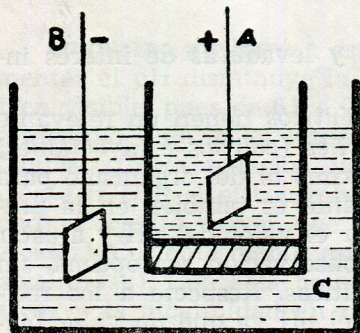
### 3.—TECNICAS PARA LA DETERMINACION DEL pH

#### 3.1.—METODOS POTENCIOMETRICOS

3.1.1.—*Fundamento*: Si introducimos una barra de metal (electrodo) por ejemplo plata, en una solución electrolítica que contenga iones de este metal,  $Ag^+$ , debido a la presión electrolítica de disolución, pasarán átomos de plata de la barra a la disolución en forma de iones  $Ag^+$ , quedando la barra cargada negativamente; el número de iones que pasen dependerá de la naturaleza del metal y de la temperatura. Por otra parte a este paso de iones se opone la presión osmótica de los iones argénticos contenidos en la solución que tienden a depositarse sobre la superficie de la barra, siendo esta presión directamente proporcional a la concentración de  $Ag^+$  en la solución. Como resultado de estas dos presiones opuestas se llega a un equilibrio.

De modo análogo si introducimos una barra de hidrógeno (electrodo de platino saturado de hidrógeno) en una solución que contenga  $H^+$ , se establecerá una doble corriente igual que la anterior, hasta llegar al equilibrio. Si introducimos sendos electrodos de hidrógeno en dos soluciones A y B, en las que A posee mayor concentración de  $H^+$  que B, ambos electrodos cederán  $H^+$  a la solución y quedarán cargados negativamente, pero como A tiene mayor concentración de  $H^+$  que B, sus iones tendrán mayor presión osmótica e irán más de éstos a depositarse





(R-130-67)

en el electrodo A que tendrá menos carga negativa que B, o sea, A (más ácida) es más positiva que B (menos ácida). Si se ponen en contacto ambas soluciones por medio de un tabique poroso C se creará una diferencia de potencial que se podrá medir con un instrumento adecuado.

3.1.2.—*Diferencia de potencial y pH*: Hay una relación cuantitativa entre la diferencia de potencial y la concentración iónica, que fue dada por NERNST en la fórmula que lleva su nombre:

$$P = \frac{R T}{F} \cdot \ln \frac{C_1}{C_2}$$

$P$  es la diferencia de potencial entre los dos electrodos,  $R$  la constante de los gases,  $F$  un faradio (96.540 culombios) y  $C_1$  y  $C_2$  las concentraciones de las dos soluciones. Efectuando la media a 18° C, cambiando a logaritmos vulgares y sustituyendo las constantes tenemos:

$$P = \frac{8,13 \cdot (273 + 18) \cdot 2,3026}{96540} \cdot \log \frac{C_1}{C_2} = 0,0577 \cdot \log \frac{C_1}{C_2} \text{ voltios} =$$

$$57,7 \cdot \log \frac{C_1}{C_2} \text{ milivoltios (mV)}$$

Para las medidas prácticas ha de referirse la diferencia de potencial a una unidad. Esta unidad es el llamado "*electrodo normal de Hidrógeno*" que se consigue introduciendo un electrodo de hidrógeno en una solución saturada de iones hidrógeno (solución normal de ClH). Supóngase que en el compartimento A (figura anterior) está el electrodo normal de hidrógeno:

$$P = 0,0577 \cdot \log \frac{C_1}{C_2} = 0,0577 \cdot \log \frac{1}{H^+};$$

$$P = 0,0577 \cdot \log (-H^+); \quad -\log H^+ = \text{pH} = \frac{P}{0,0577}$$

Esto indica que para la medida con el electrodo de hidrógeno, a 18°, por cada variación de una unidad de pH habrá una diferencia de potencial respecto al electrodo normal de 0,0577 voltios = 57,7 mV ( $C_1$  es positivo respecto a  $C_2$ ). Por ejemplo: Se dispone de un electrodo normal de



hidrógeno (compartimento A) unido por tabique poroso con una solución del pH desconocido (compartimento B), en la que se ha introducido otro electrodo de hidrógeno. Se hace la experiencia a 18° C y medida la diferencia de potencial entre ambos electrodos resulta ser de 418 mV; por cada 57,7 mV de diferencia de potencial hay una variación de una unidad de pH (respecto al electrodo normal que tienen un pH = 1), luego:

$$\text{pH} = \frac{418}{57,7} = 7,2$$

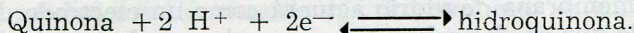
Como la preparación del electrodo de hidrógeno es complicada y engorrosa se fabrican otros tipos de electrodos con sustancias que son más manejables y de las que se conoce la diferencia de potencial entre el par electrodo de comparación-electrodo de medida y por tanto, el pH.

Los electrodos más corrientes son los de calomelanos, quinhidrona y vidrio.

*Electrodo de calomelanos:* El mercurio es un metal más noble que el hidrógeno y por lo tanto más positivo. Se ha comprobado experimentalmente que tiene un potencial de + 250,3 mV respecto al hidrógeno. Si se pone una cadena de electrodos en los que el electrodo de medida es el hidrógeno y se compara con el electrodo de calomelanos, a la diferencia de potencial que marca el potenciómetro habrá que restarle el potencial propio del electrodo de calomelanos (250,3 mV):

$$\text{La expresión, } \text{pH} = \frac{P}{57,7} \quad \text{aquí será: } \text{pH} = \frac{P - 250,3}{57,7}$$

*Electrodo de quinhidrona:* Es una mezcla equimolecular de quinona e hidroquinona, entre las que hay la siguiente relación:



Si la quinhidrona se introduce en una solución que contenga H<sup>+</sup>, el potencial del electrodo de quinhidrona tiene una relación logarítmica con la concentración de H<sup>+</sup> siempre que la relación entre quinona/hidroquinona = 1; esto se consigue en una solución ácida, de ahí que este electrodo solo sirva para medidas hasta pH = 8.

Si se pone una cadena de electrodos con electrodo de quinhidrona como comparación y el de hidrógeno como medida, el potencial de la quinhidrona es + 704,4 mV respecto al de hidrógeno. En una cadena con quinhidrona como electrodo de medida y calomelanos de comparación, el potencial que tendría con respecto al electrodo de hidrógeno sería el de la quinhidrona menos el de calomelanos y menos el potencial E que marque el potenciómetro:

$$P = 704,4 - 250,3 - E$$



Como  $\text{pH} = \frac{P}{57,7}$  resulta que en este caso  $\text{pH} = \frac{704,4 - 250,3 - E}{57,7}$

*Electrodo de vidrio:* Cuando se halla el valor del pH de sustancias fuertemente reactivas, como el ácido clorhídrico, crómico, sulfúrico, etc., con los electrodos anteriores, la medida no es muy exacta por interferir los iones de las sustancias anteriores. Esto no sucede con el electrodo de vidrio de Haber, pues no es alterado por los iones fuertemente reactivos.

Consiste este electrodo en una membrana de vidrio de unas centésimas o milésimas de milímetro de espesor, por ejemplo una ampolla soplada de vidrio de paredes muy tenues. Si se encuentran a ambos lados de la membrana soluciones de distinta concentración de  $\text{H}^+$ , tendrán estas soluciones una diferencia de potencial proporcional al valor del pH. Si se conoce el valor del pH de la solución interior, solución de comparación, se podrá deducir el pH desconocido de la solución a medir, situada al exterior de la membrana de vidrio, por la diferencia de potencial entre ambas soluciones.

La generación de la diferencia de potencial se explica del modo siguiente: El vidrio absorbe moléculas de agua que se ionizan, probablemente por acción de los silicatos alcalinos del vidrio, suministrando iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$ . Si se encuentra la membrana de vidrio por una de sus caras con una solución de elevada concentración de  $\text{H}^+$ , para equilibrarse, pasarán iones de la solución a la zona exterior de la membrana de vidrio hasta equilibrarse los  $\text{H}^+$  en la solución y en la membrana. Por este paso de iones la membrana quedará cargada positivamente, mientras que el líquido quedará cargado negativamente. Si, por el contrario, al otro lado de la membrana hay una solución más pobre en  $\text{H}^+$  que la membrana, pasarán iones  $\text{H}^+$  de la membrana a la solución, quedando la membrana con carga negativa y la solución con carga positiva. La membrana de vidrio actuará como un electrodo de hidrógeno, de tal modo que en dos soluciones separadas por la membrana de vidrio, la más ácida toma un potencial negativo con relación a las más alcalinas que tomará un potencial positivo.

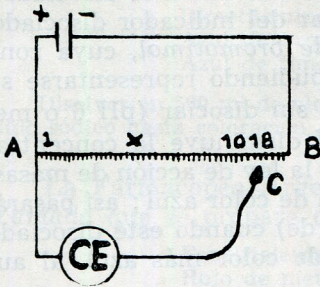
### 3.1.3. Tipos de potenciómetros:

Como lo que se ha de medir es una diferencia de potencial el aparato constará de un milivoltímetro a galvanómetro muy sensible. Durante la medida no ha de pasar corriente extraña por los electrodos pues se producirían corrientes de polarización que alterarían el potencial. Hay dos tipos de potenciómetros, los basados en el método de compensación de Poggendorf y los que se basan en el voltímetro de lámpara.

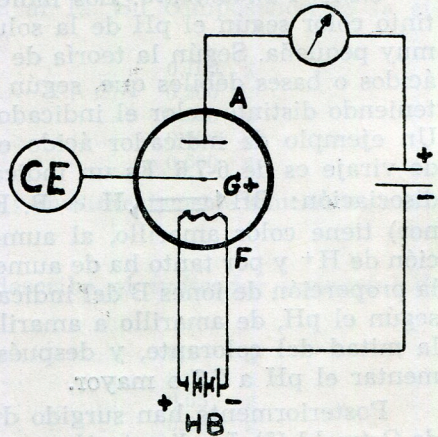
1) *Método de compensación de Poggendorf:* Se dispone de una fuente de energía eléctrica, por ejemplo una batería, y se introduce en su circuito un hilo uniforme y calibrado (A B) entre cuyos extremos exista una diferencia de potencial fija, generalmente 1,018 voltios, di-



vidida en 1018 divisiones; cada división corresponderá a un mV. Por otro lado está la cadena de electrodos C E cuya diferencia de potencial se quiere medir. Se une en oposición esta cadena al instrumento anterior, o sea, el polo positivo de la pila con el negativo de la cadena. De este modo se une a A un polo de la cadena de electrodos y con el extremo C se van tocando diferentes puntos sobre el hilo calibrado A B hasta que el galvanómetro no indique paso de corriente. Esto indica que la diferencia de potencial que existe entre A y el punto X ha sido compensada por la diferencia de potencial que existe entre los dos electrodos, o sea, el número de milivoltios que se lean en la escala, A X, será la diferencia de potencial de la cadena de electrodos a partir de la cual se puede calcular el pH de la solución. Generalmente los potencióme-



(R-131-67)



(R-132-67)

tros tienen una doble escala, una en mV y otra en la que se leen directamente las unidades y décimas de pH. Lo expuesto es sólo el fundamento; en la realidad es mucho más complicado por ser aparatos eléctricos muy sensibles.

2) *Voltímetros de lámpara*: Una lámpara de radio (triodo) consta de tres elementos principales, filamento, placa anódica y rejilla, que están encerrados en una ampolla de vidrio en la que se ha hecho un gran vacío. El filamento F se calienta con una pequeña batería de calefacción HB, cuyo polo negativo está unido al negativo de una batería mayor cuyo polo positivo es la placa anódica A de la lámpara. Cuando el filamento calentado se pone incandescente se vierte en un emisor de electrones que son recogidos por la placa anódica cerrándose el circuito. Si entre la placa anódica y el filamento intercalamos una rejilla (malla muy fina) G, y conseguimos que el potencial de la rejilla sea más negativo que el del filamento, la rejilla repelerá los electrones emitidos por el filamento y tanto más cuanto más negativo sea el potencial de la rejilla; esto tendrá por consecuencia la disminución o cese de la



corriente del filamento de la placa lo que se puede medir con un miliamperímetro intercalado en el circuito. Si la tensión que se aplica a la rejilla es la de una cadena de electrodos la disminución de la corriente entre F y A será directamente proporcional a la tensión de los electrodos y servirá para su medida.

Este tipo de potenciómetros, electrónicos, es mucho más sensible que los de compensación, siendo el más usado.

### 3.2.—METODOS COLORIMETRICOS

3.2.1.—*Fundamento*: Los indicadores son sustancias que tienen distinto color según el pH de la solución a la que se añaden en cantidad muy pequeña. Según la teoría de WILHELM OSTWALD los indicadores son ácidos o bases débiles que, según el pH, están más o menos disociados, teniendo distinto color el indicador sin disociar del indicador disociado. Un ejemplo de indicador ácido es el *Azul de bromotimol*, cuya zona de viraje es de 6-7,6. Es un indicador ácido pudiendo representarse su disociación:  $BH \rightleftharpoons H + B$ . El indicador sin disociar (pH 6 o menor) tiene color amarillo, al aumentar el pH disminuye la concentración de  $H^+$  y por tanto ha de aumentar, según la ley de acción de masas, la proporción de iones B del indicador que son de color azul; así pasará, según el pH, de amarillo a amarillo azul (verde) cuando esté disociado la mitad del colorante, y después irá tomando color más azul, al aumentar el pH a 7,6 o mayor.

Posteriormente han surgido dudas sobre la teoría de la disociación de Ostwald (5). La disociación es una reacción iónica y como tal debería efectuarse rápidamente y, sin embargo, los indicadores cambian de color lentamente y durante cierto tiempo. Además, la mayoría de los ácidos, sales y bases, tiene el mismo color, disociados o no.

HERTZSCH y SCHASFFER atribuyen el cambio de color de los indicadores orgánicos a un cambio del orden de los átomos dentro de la molécula, el cual se efectuaría paralelamente a la disociación. Al intervalo de pH en el que se verifica la transformación lo llaman intervalo de transición. Basan su afirmación en medidas de conductibilidades y absorción de luz.

U. M. KOLTHFF sigue una teoría ecléctica definiendo los indicadores como ácidos débiles, o bases débiles, que en forma "aci" o "base" de iones tiene diferente forma y composición, como un "seudoácido" o "seudobase" o compuesto químico inalterable.

FAJANS atribuye el cambio de color a las deformaciones de las capas electrónicas.

Existen un gran número de sustancias indicadoras. Tienen una zona de viraje comprendida entre 1 y 3 unidades de pH.



3.2.2.—*Técnicas:*I.—*Técnicas generales*

1) *Soluciones indicadoras.*—Se preparan soluciones de los indicadores, generalmente alcohólicas, y se echan una o varias gotas en la solución problema; el color que aparezca por comparación con una escala tipo, indicará el pH.

2) *Soluciones indicadoras universales.*—Si no se tiene idea de la zona de pH en que está la solución problema es engorroso ir probando con los distintos indicadores. Es mejor usar un indicador universal de los que existen varias fórmulas, el Dr. BORGÉN (4) ideó un indicador universal que abarca desde el pH 2 al 12. Su composición es la siguiente:

Fenolftaleína... ..	0,100 g
Rojo de metilo ... ..	0,200 g
Dimetilaminoazobenceno ... ..	0,300 g
Azul de bromotimol ... ..	0,400 g
Azul de timol ... ..	0,500 g

Disolver en 500 ml de alcohol absoluto y añadir lentamente solución de hidróxido sódico hasta coloración amarilla.

La Farmacopea Argentina (6), describe el *indicador universal de Yamada* que se prepara como sigue:

Fenolftaleína... ..	0,1 g
Rojo de metilo ... ..	0,0125 g
Azul de bromotimol ... ..	0,05 g
Azul de timol ... ..	0,005 g
Alcohol ... ..	100 ml

Ha de neutralizarse adicionando NaOH 0,05 N hasta coloración verde claro. Luego se completa con agua destilada hasta 200 ml.

<u>Tonalidad</u>	<u>pH</u>
Rojo ... ..	hasta 4
Anaranjado... ..	alrededor de 5
Amarillo ... ..	" " 6
Verde claro ... ..	" " 7
Verde oscuro ... ..	" " 8
Indigo ... ..	" " 9
Violeta... ..	" " 10

3) *Papel indicador.*—El más antiguo es el de *tornasol* que en medio ácido toma color rojo y en medio básico azul. Se preparan los papeles indicadores con papel de filtro impregnado en sustancias indicadoras y vienen en el mercado con una escala de colores de comparación y el pH correspondiente. Los hay de dos tipos: Los que abarcan una o varias unidades de pH y los *universales* que abarcan casi toda la escala del pH. Entre los universales destacan el colorímetro foliar de Wulff y el indicador Merck.



## II. Técnicas especiales.

1) *Método de Gillespie*.—Consiste en comparar el color que toma la solución al añadirle el indicador, con la coloración de una solución amortiguadora a la que se ha añadido igual número de gotas del indicador que al problema. Para ello se preparan una serie de soluciones amortiguadoras cuyo pH varíe en 0,2 unidades de pH y se le añade un número fijo de gotas del indicador.

2) *Método del nitrofenol*.—*De Michaelis*.—No usa soluciones amortiguadoras. Michaelis construyó unas escalas colorimétricas con los dinitrofenoles (indicadores monocromos que viran del incoloro al amarillo) que abarcan desde el pH 2,8 hasta un pH 8,4 con intervalos de 0,2. Preparó así 35 tubos con el indicador y los cerró a la llama marcando el pH correspondiente a cada coloración. Para usarlo se ponen en un tubo de ensayo 6 ml del problema y se le añade 1 ml del indicador apropiado (meta, para, gamma o alfa dinitrofenol) comparándose con la escala.

Para hacer estas comparaciones se usa el comparador de WALPOLE que es un bloque de madera de forma prismático rectangular pintado de negro, con 6 taladros que lo atraviesan verticalmente y tres transversalmente para observar el color.

Los 6 verticales sirven para colocar los tubos de ensayo y los 3 transversales para ver superpuestos los tubos de dos en dos.

Tubos 1 y 3: Problema.

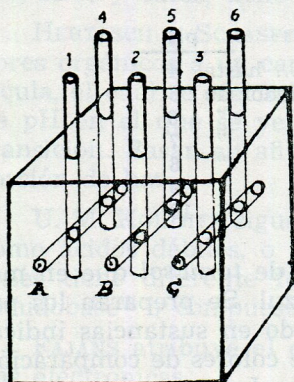
Tubo 2: Problema indicador.

Tubo 4: Solución tipo de pH inferior e indicador.

Tubo 5: Agua destilada.

Tubo 6: Solución tipo de pH superior e indicador.

Se observa simultáneamente por A y B y luego por B y C y se ve qué matiz (de los tubos vistos por A y C) corresponde al problema.



(R-133-67)



(R-134-67)

El comparador de Walpole tiene la ventaja de eliminar la influencia de la coloración y enturbiamiento propio del líquido problema.



3) *Colorímetro de doble cuña de Bierrum-Arrhenius*.—Al contrario de lo que ocurre con los métodos anteriores aquí se trabaja con igual concentración de indicador y de álcali y ácido.

Consta de una cubeta rectangular D dividida por un tabique en dos mitades iguales en forma de cuña. Una de las partes se llena de ácido diluido y la otra de álcali añadiéndole a cada una una cantidad medida de indicador. Lo que varía aquí es el espesor: En un lado de la cubeta mirando desde arriba sólo habrá ácido y el indicador presentará su forma ácida mientras en otro lado sólo habrá álcali y el indicador estará en forma alcalina; en zonas intermedias aparecerá la gama de tonalidades del indicador. En otra cubeta K se pone el problema con la misma concentración del indicador y se compara con las tonalidades de la cubeta de doble cuña en las que viene marcado el pH.

4) *Comparador de Hellige*.—Los métodos anteriores son pesados ya que hay que preparar frecuentemente las soluciones indicadoras. Hellige compara, en vez de con soluciones indicadoras, con un disco giratorio en el que van dispuestos los colores "standard" en vidrios coloreados.

5) *Métodos fotoeléctricos*.—Con ellos se evita el error que comete el ojo humano al apreciar las distintas tonalidades de un color. El instrumento más usado es el colorímetro fotoeléctrico de Lange.

Los métodos colorimétricos son más inexactos que los potenciométricos. Sin embargo en el caso de soluciones mal amortiguadas (agua) dan mayor exactitud los colorimétricos.

Granada, Diciembre 1967.