

54 (24)

184

**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO**

**ESCUELA NACIONAL DE CIENCIAS QUIMICAS**

**Estudio del Colorante  
"Amarillo Grasol R",  
empleado como Indicador  
en la valoración de Sales Alcalinas  
en Aceites Sulfonados**

**T E S I S**

Que para obtener el título de

**QUIMICO FARMACEUTICO BIOLOGO**

presenta

**Francisca Romero Zúñiga**

+

**MEXICO, D. F.**

**1 9 5 1**



**QUIMICA**



Universidad Nacional  
Autónoma de México



**UNAM – Dirección General de Bibliotecas**  
**Tesis Digitales**  
**Restricciones de uso**

**DERECHOS RESERVADOS ©**  
**PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL**

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO**

**ESCUELA NACIONAL DE CIENCIAS QUIMICAS**

**Estudio del Colorante  
"Amarillo Grasol R",  
empleado como Indicador  
en la valoración de Sales Alcalinas  
en Aceites Sulfonados**

**T E S I S**

Que para obtener el título de  
**QUIMICO FARMACEUTICO BIOLOGO**

presenta

**Francisca Romero Zúñiga.**



**QUIMICA**

★

**MEXICO, D. F.**

**1 9 5 1**

*A mis Padres  
con todo cariño.*

***A mis maestros  
con agradecimiento y cariño***

***Al Dr. Federico Hahn  
con gratitud y respeto.***

## S U M A R I O

- I.—BASES DE LA ALCALIMETRIA, ACIDIMETRIA  
E INDICADORES
  - II.—ESTUDIO PRACTICO DE LAS PROPIEDADES  
DEL AMARILLO GRASOL R.
  - III.—DATOS EXPERIMENTALES.
  - IV.—CONCLUSIONES
- BIBLIOGRAFIA.

## INTRODUCCION

Cuando se titula una solución se necesita saber en qué momento se ha llegado al punto final; para este fin se usan ciertas substancias que tienen la propiedad de cambiar su coloración al pasar por este punto, las cuales se llaman indicadores. Así en el caso de acidimetría y alcalimetría se usa el anaranjado de metilo, la fenolftaleína etc.; sin embargo existen algunas soluciones en las que por su coloración o turbiedad no es posible apreciar este cambio de color, por ejemplo en la industria de jabones, aceites emulsificables (malamente llamados aceites solubles), en la producción de cosméticos y cremas a base de jabón sobreengrasado y otros similares. En estos casos se usan métodos electroquímicos o bien se emplean indicadores adecuados según el caso, así por ejemplo: las soluciones alcohólicas de jabones tienen una reacción que coincide más o menos con el viraje de la fenolftaleína, el cual se percibe fácilmente, por lo que determinar un exceso de alcali al lado de un jabón, no constituye mayor problema. En cambio la titulación en la misma solución, del jabón en ella contenido es muy difícil. Teóricamente habiendo llegado a la descomposición completa del jabón, (titulación por desplazamiento) debería producirse un viraje de la heliantina, pero esto no sucede así, la heliantina es sensible en su viraje, al alcohol y además el cambio del amarillo al color canela no se puede observar en presencia de ácidos grasos de color obscuro. Si se intenta remediar esto, agregando un disolvente que extraiga los ácidos grasos de la solución titulada, la heliantina deja de virar por completo.

El presente trabajo tiene por objeto hacer un estudio de la posibilidad de resolver este problema, usando un indicador de propiedades semejantes a las de la heliantina, pero que además en medio aceitoso se presente en una de sus formas solubles.

Tales colorantes son conocidos y se usan para colorear grasas y aceites; entre los estudiados, el Amarillo Grasol R es el que ha dado resultados muy satisfactorios. Es un azocolorante de constitución similar a la heliantina, pero cuya fórmula exacta no se encuentra en la literatura disponible.



# CAPITULO I

BASES DE LA ALCALIMETRIA, ACIDIMETRIA E  
INDICADORES

Para mayor claridad y mejor comprensión de la materia, conviene expresar brevemente las bases de la alcalimetría y acidimetría y la función que desempeñan en estos procesos los indicadores.

En el análisis volumétrico, un reactivo de concentración conocida, es adicionado en cantidad químicamente equivalente a la sustancia por determinar. El conocer cuando ésto se ha logrado, es posible valiéndose de los cambios químicos sufridos por la mezcla en este "punto de equivalencia" revelados mediante adición de sustancias llamadas indicadores, que cambian el color o turbiedad de la mezcla cuando se ha llegado al final de la titulación.

El punto final teórico o punto de equivalencia no coincide con el punto final de la titulación; se ha observado una mayor o menor diferencia conocida con el nombre de "error de titulación", que depende de varios factores, entre los cuales mencionaremos como principales los siguientes: La sensibilidad del indicador, la naturaleza del sistema que es titulado, la temperatura y la dilución.

Al reaccionar un ácido y una base, el punto de equivalencia sólo excepcionalmente coincide con la reacción neutra de la solución; por esta razón no conviene hablar de "titulaciones de neutralización", se prefiere hoy en día "titulaciones de saturación", comprendiéndose bajo este término, la formación de una sal a partir de un ácido y una base.

**Titulaciones de desplazamiento.**—Son aquellas, en las que la sal de un ácido débil se titula con un ácido fuerte, formándose el ácido libre correspondiente a la sal que se titula, por ejemplo: en la titulación del acetato de sodio con ácido clorhídrico, el producto final será cloruro de sodio y el ácido acético que es desplazado. El final de la reacción se determina por medio de un indicador, que en este caso y desde luego debe virar a reacción notablemente ácida.

La mayor o menor concentración de iones  $H^+$  da la acidez o alcalinidad de una solución. Soerensen en 1909 propuso expresar esta

concentración, por el logaritmo negativo de la concentración de iones  $H^+$  o el logaritmo de la recíproca de la concentración de dichos iones, que se expresa por el símbolo pH

$$pH = -\log [H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

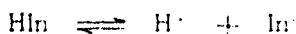
Siendo de importancia fundamental en este trabajo conocer el funcionamiento de los indicadores ácido-base, sólo a ellos nos referiremos con mayor amplitud en lo siguiente:

### INDICADORES ACIDO-BASE

Los indicadores son sustancias orgánicas de carácter ácido o básico débil, que tienen la propiedad de cambiar de color cuando el pH de sus soluciones cambia.

El cambio de coloración se debe al cambio de estructura de la molécula del compuesto, cuando pasa del estado no disociado al estado iónico. Estas sustancias han encontrado aplicación (dado su carácter) en la indicación del punto final en las titulaciones de ácidos y bases y en la determinación del pH de las soluciones.

Como antes se indicó son ácidos y bases débiles y por consiguiente les son aplicables los mismos principios. Por ejemplo, representando un indicador ácido por la fórmula general HIn, su disociación queda expresada por la siguiente ecuación.



y la ley de acción de masas para el equilibrio

$$(1) \quad \frac{[H^+][In^-]}{[HIn]} = K_{In}$$

$$(2) \quad \frac{[In^-]}{[HIn]} = \frac{K_{In}}{[H^+]}$$

Lo cual es exactamente igual a lo establecido para un ácido débil.

Cuando se adiciona una base al indicador HIn, reacciona for-

mando la sal del indicador  $\text{In}^-$ , decrece la concentración de la forma ácida del indicador e incrementa proporcionalmente la forma del ión  $\text{In}^-$ . Cuando la titulación ha terminado, todo el indicador ha tomado la forma de ión.

Tomando los logaritmos en los dos miembros de la ecuación (2), se obtiene la fórmula que liga la relación de concentraciones entre las dos formas del indicador, con el pH de la solución que lo contiene.

$$(3) \quad \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \text{pKIn} - \text{pH}$$

Cuando un 50% del indicador se encuentra presente en forma de sal y un 50% como ácido, la relación del indicador a sal es de 1. El pH de la solución del indicador en este momento es igual a  $\text{pKIn}$ :

$$\text{pH} = \text{pKIn} + \log 1 = \text{pKIn} + 0 = \text{pKIn}$$

El valor de  $\text{pKIn}$  se obtiene determinando el pH de una solución del indicador que contenga concentraciones iguales del indicador en forma de sal y en su forma ácida.

El color de un indicador en una solución depende de la relación  $[\text{In}^-] / [\text{HIn}]$ . En una solución en la que la concentración del ión hidrógeno es igual a la constante  $\text{KIn}$ ,  $[\text{In}^-]$  será igual a  $[\text{HIn}]$ .

De la ecuación (2) se deduce que el cambio de color ocurre no bruscamente, sino en forma gradual, de acuerdo con el cambio de la concentración de los iones hidrógeno. Para cada valor de  $[\text{H}^+]$  hay una relación definida entre la concentración de las dos formas, si  $[\text{H}^+]$  tiene el mismo valor numérico que  $\text{KIn}$ , un 50% del indicador se encuentra en forma alcalina; si  $[\text{H}^+]$  es 10 veces mayor que  $\text{KIn}$ , un 90% del indicador se encuentra en forma ácida y 10% en forma alcalina. Cuando la transformación del indicador en un sentido o en otro, llega poco más o menos a un 90%, ya no es posible percibir variaciones en el color.

La región entre los dos valores limitantes es llamado intervalo de transición o intervalo del cambio de color del indicador. Estos límites son algo arbitrarios ya que la seguridad de diferenciar colores difiere mucho con distintos observadores. Un autor puede describir el intervalo de cambio de color del anaranjado de metilo en-

tro un pH de 2.9 a 4.2, mientras que otro puede poner los límites entre 3.1 y 4.4; no obstante que a un pH de 3.1 la mayor parte del indicador se encuentra ya en la forma ácida, se puede percibir todavía una variación del color hasta un pH 2.9 a condición que se mida con el espectrofotómetro. Puede demostrarse que, a un pH de 2.8 alrededor del 8% del indicador está presente en la forma alcalina.

Considerando que, en un dado caso, un 9% de la forma alcalina puede ser exactamente observado en presencia de la forma ácida, se tiene la siguiente ecuación:

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{1}{10} = \frac{K_{\text{In}}}{[\text{H}^+]}$$

El indicador empieza a cambiar su color al lado alcalino, cuando la concentración de iones hidrógeno es igual a:

$$[\text{H}^+] = \frac{1}{10} K_{\text{In}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{In}} - 1$$

Donde  $\text{p}K_{\text{In}}$  es igual al logaritmo negativo de  $K_{\text{In}}$  y es llamado la constante o exponente del indicador.

Considerando que el indicador es prácticamente convertido a la forma alcalina, cuando cerca de 91% está presente en esta forma se tiene:

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = 10 = \frac{K_{\text{In}}}{[\text{H}^+]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{In}} + 1$$

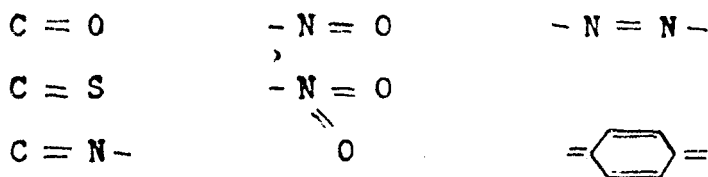
Por lo tanto el intervalo de cambio de color de tal indicador se encuentra a un pH igual a:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{In}} \pm 1$$

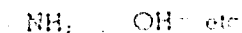
En efecto, se ha encontrado que para la mayoría de los indicadores el intervalo o zona de transición del pH es del orden de dos.

## CAMBIO ESTRUCTURAL DE LOS INDICADORES

Al modificar las condiciones o el medio en que se encuentran los indicadores, se producen cambios en su estructura, presentado fenómenos de tautomería, como este fenómeno está representado por una reacción de carácter reversible, al restablecerse las condiciones iniciales, la estructura del indicador vuelve a su estado inicial. Debido a los cambios en la estructura del indicador se producen cambios en su coloración. En los trabajos de síntesis orgánicas se deja constancia de que el color de algunos compuestos está asociado con unas estructuras particulares, y los grupos que por su presencia producen color son llamados cromóforos, algunos de ellos son

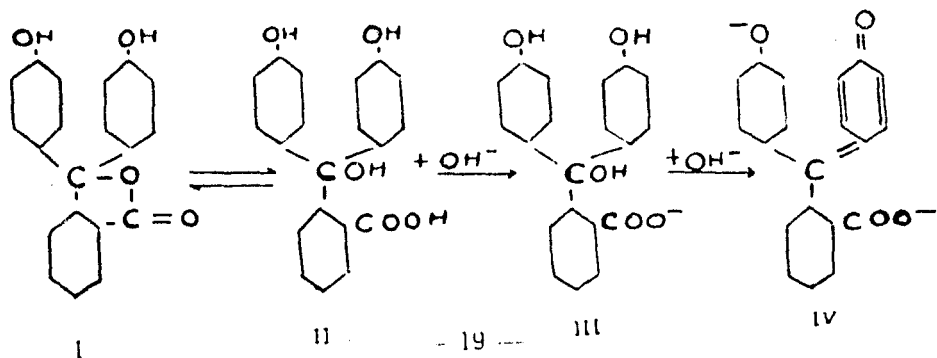


De particular importancia también son los grupos tales como:

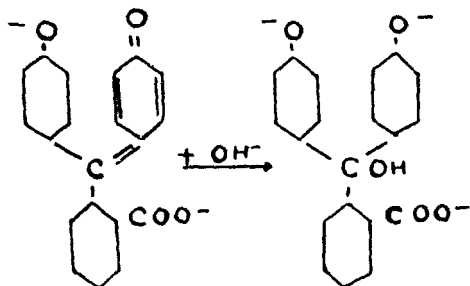


que si bien no son agrupamientos cromóforos si tienen gran influencia en el cambio de la estructura y por consiguiente en el cambio de la coloración.

Considerando el caso del colorante empleado como indicador llamado fenolftaleína, sus cambios estructurales quedan representados como sigue:



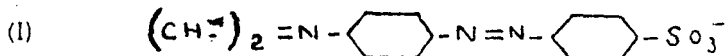
El ión monovalente de la fenolftaleína III es incoloro, en cambio el divalente o sea el ión quinona-fenolato es intensamente rojo. Esta forma que se presenta en medio alcalino no es estable, porque cambia lentamente a un ión trivalente derivado de la forma carbinol que es incolora.



Por lo tanto las soluciones alcalinas se decoloran después de cierto tiempo.

Los azoindicadores, a los que pertenece por ejemplo el anaranjado de metilo, también llamado brevemente "heliantina", tienen un grupo básico y otro ácido en la misma molécula, durante los primeros tiempos en los que se usó este indicador, se creyó que fuese el cambio de ionización del grupo ácido que causa el viraje, pero ahora se sabe que, contrariamente, éste se produce en la parte básica. Desarrollamos a continuación brevemente, en qué se basa este concepto.

No puede haber duda de que la ionización de la heliantina en solución alcalina, o sea el "anión", corresponde a la fórmula.

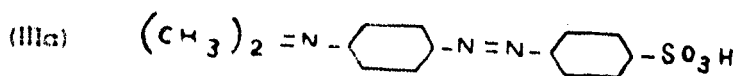


En esta forma, el colorante es amarillo. Tampoco es dudosa la ionización de la heliantina en forma muy ácida, el "catión" es:

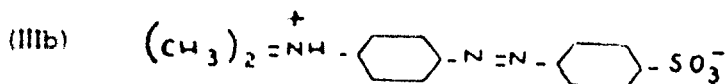


En esta forma, el colorante es anaranjado rojo, diremos en adelante: rojo, por razones de brevedad. La forma **amarilla** es la que existe en soluciones alcalinas, y la **roja** la que hay en soluciones muy ácidas. Entre estas formas y fórmulas, que se distinguen por-

que (II) tiene dos protones (H<sup>+</sup>) más que (I), existe una intermedia, que tiene un protón más que (I) y un protón menos que (II), y la ionización de esta forma es discutible, puede ser la molécula.



como se creyó antes, o el "ión anfótero"



como se supone hoy día

Los problemas que debían resolverse eran por lo tanto: cuál de las dos fórmulas posibles merece preferencia, y qué color tiene el compuesto en esta forma?

A la primera pregunta podemos contestar "por analogía". Supongamos la no existencia del puente  $-N=N-$  que une las dos partes de la molécula; tendríamos pues el benzolsulfonato de la dimetilaminina. Esta sal se disocia completamente en solución acuosa, existiendo en la solución las partículas



Es de suponer, por consiguiente, que a la heliantina "intermedia" corresponde a la fórmula IIIb, es decir el ión anfótero más no la molécula

La misma analogía permite calcular, aproximadamente, el pH que debe existir en una solución acuosa de heliantina pura; el valor debe hallarse cerca del pH que tiene una solución de benzolsulfonato de dimetilaminina, y este valor se calcula como sigue:

La constante de disociación del ácido benzolsulfónico es:

$$K_a = 2 \times 10^{-7} \text{ su "exponente de fuerza" por consiguiente:}$$

$$pK_a = -\log K_a = 0.7 \text{ la constante de la dimetilaminina es:}$$

$$K_b = 1.3 \times 10^{-7}, \text{ su exponente de fuerza: } pK_b = 8.9 \text{ en la solución acuosa de la sal tenemos:}$$

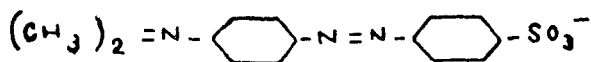
$$H = \sqrt{K_w \cdot K_a / K_b} \quad \text{y} \quad pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} pK_b = 2.9$$



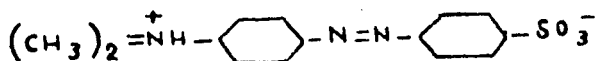
Por lo tanto, la solución de la heliantina pura debe tener un pH muy cerca de 3. Pero el vire de rojo al amarillo se produce en una zona más alcalina, cerca de 3.5.

Se deduce de esto:

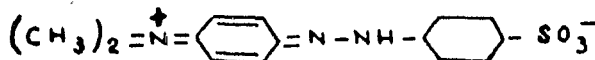
La forma "neutra" (es decir el ión anfótero) y la forma "ácida", el catión, de la heliantina tiene el mismo color (rojo), y la forma alcalina, el anión, tiene el color diferente (amarillo); y, como para la forma neutra hemos encontrado la fórmula IIIb, consta que el vire se produce con la adquisición o la pérdida de un protón en el grupo amínico; pese a la existencia del grupo sulfónico, la heliantina es un indicador básico.



es amarillo y



se transforma en



que es rojo.

### SELECCION DE INDICADORES

En la selección de los indicadores ácido-base, es de gran importancia tener presente la naturaleza débil o fuerte del ácido o base por titular, y el que el intervalo del vire del indicador incluya el pH del punto equivalente.

En la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte, por ejemplo considerando el caso de una solución 0.01N de HCl titulada con solución 0.01N de NaOH, nos encontramos que cuando se ha neutralizado un 99.9% del ácido, el pH de la solución es de 5 y que cuando existe un exceso de 0.1% de álcali sobre el punto de equivalencia, el pH es de 9; luego todos aquellos indicadores cuyo intervalo de vire está comprendido entre estos pH como el clorofenol y el rojo de cresol, podrán ser usados obteniendo resultados satisfactorios.

Cuando se trata de titulaciones de un ácido débil con una base fuerte el caso es diferente. Por ejemplo en el caso del ácido acético, al ser titulado con una base fuerte, encontramos que, debido a la hidrólisis de la sal formada, su punto de equivalencia se encontrará a un pH de 8.67 y que cuando se ha neutralizado un 99.9% de él, el pH es de 7.74 y de 10 con un exceso de álcali de 0.1%; por lo tanto, en dicha titulación se usarán indicadores como la fenolftaleína y timolftaleína cuyos intervalos de vire se encuentran muy próximos a estos valores. En general, en la titulación de ácidos débiles con bases fuertes deberá usarse indicadores cuyos cambios se efectúen en solución altamente alcalina.

Siendo lo contrario en el caso de la titulación de una base débil con un ácido fuerte, por ejemplo, en la titulación del  $\text{NH}_4\text{OH}$  con  $\text{HCl}$ , nos encontramos que cuando un 99.9% ha sido neutralizado el pH es de 5.25, en el punto de equivalencia es de 5.13 y cuando existe un exceso de 0.1% de ácido es de 4.0, por lo que un indicador cuya zona de vire se encuentre comprendido entre un pH de 4 a 6 como el rojo de cretilo, podrá emplearse. En general las bases débiles deberán titularse en presencia de indicadores cuya zona de vire se encuentre a valores bajos del pH.

## C A P I T U L O   I I

ESTUDIO PRACTICO DE LAS PROPIEDADES DEL  
AMARILLO GRASOL R

Como quedó expuesto en la introducción, el Amarillo Grasol R es un azocolorante de constitución semejante a la heliantina. (la fórmula exacta no se encontró en la literatura disponible). En estado sólido es un polvo muy fino, prácticamente insoluble en agua, soluble en acetone, xilol, alcohol.

Su comportamiento en medios ácido y alcalino se ha estudiado en las siguientes soluciones:

#### **Repartición entre agua y xilol:**

Al adicionar ácido y un indicador, a una mezcla de agua y xilol, se observa que el agua toma un tinte rosa, mientras que el xilol tiene un color amarillo.

En medio alcalino la capa acuosa se decolora y el xilol permanece amarillo. Esto indica la existencia de la forma tónica del colorante en medio acuoso y la no ionizada en el xilol.

#### **Solución alcohólica-acuosa (aproximadamente al 50%) con xilol.**

Se observó que la capa inferior de esta solución está turbia, especie de emulsión.

En solución ácida, la capa baja (acuosa-alcohólica) toma un color amarillo rojo intenso; en el xilol la coloración es amarilla, pero disminuye de intensidad.

En solución alcalina, la capa baja cambia a color amarillo verdoso intenso; el xilol queda amarillo como antes. El viraje, por lo tanto, es más notable que en el sistema agua-xilol.

#### **Repartición entre xilol y alcohol-agua a una concentración de alcohol mayor de 50%.**

En una solución ácida el color de la capa alcohólica se intensifica más todavía, disminuyendo en cambio el color de la capa que corresponde al xilol.

En solución alcalina, ambas capas son amarillas pero el color es más intenso en la capa alcohólica

De estos ensayos concluimos que contrariamente a lo que sucede en la heliantina, el vire del indicador se acentúa más en presencia de alcohol y xilol

**Alcohol aproximadamente al 50%, con un poco de ácido oleico y unas gotas de xilol.**

Se obtiene una emulsión amarilla, la cual toma color rosado al adicionar una gota de HCl 2N, en medio alcalino la emulsión toma color amarillo verdoso

Acidulando una solución alcalina y transparente, al producirse el enturbiamiento debido a la precipitación del ácido oleico, la solución vira del verdoso al amarillo rosadito, coincidiendo esto aproximadamente con la decoloración de la fenoltaleína, al llegar a reacción ácida vira a rosado

#### **DETERMINACION DEL pH Y EL COLOR QUE CORRESPONDE A LA ZONA DE VIRE**

La determinación del pH se hizo en las soluciones coloridas en el potenciómetro, obteniéndose los resultados siguientes

A la solución de color rosado le corresponde un pH de 2.5 a 3.0, se hizo un nuevo ensayo obteniéndose un valor más exacto de 2.8.

A la solución color amarillo rosadito corresponde un pH de 3.8, a la solución color amarillo verdoso un pH de 4.7 y a la solución de color más verdoso corresponde un pH de 5.3

Ahora bien, el anaranjado de metilo tiene una zona de vire comprendido entre los pH de 3.1 a 4.4, el del Amarillo Grasol R podemos considerarlo, como se desprende de los ensayos anteriores, comprendido entre pH de 3.5 a 4.0, que no corresponde a una solución de un ácido graso libre, sino al primer exceso del ácido fuerte con el cual se titula, pH teóricamente justificado

El vire del amarillo verdoso a rosa es más fácilmente observable que el de la heliantina ya que, contrariamente a lo que sucede a la heliantina como quedó antes expuesto, se acentúa en presencia de alcohol y xilol.

## **CAPITULO III**

### **DATOS EXPERIMENTALES**

**a -- Preparación de reactivos:**

- 1.- Solución alcohólica del indicador "Amarillo Grasol R" al 0.1 %
- 2.- Solución de ácido clorhídrico aproximadamente 0.5 N, 47.5 ml de HCl de densidad 1.17 se llevaron con agua destilada a un volumen de un litro

La valoración se hizo con  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  secado a  $240^\circ\text{C}$ . y anaranjado de metilo como indicador; con los siguiente resultados

$\text{Na}_2\text{CO}_3$	ml HCl	Normalidad
0.1629 g	5.22	0.5887
0.0904 g	2.90	0.5881
0.3834 g	12.30	0.5881
0.5564 g	17.85	0.5881
Promedio		0.5882

- b). Titulación de las sales de los ácidos grasos en el sulforricinoleato de sodio.

Se hicieron soluciones alcohólicas y en ellas con "Amarillo Grasol R" como indicador se titularon las sales por medio de la solución de HCl obteniéndose los resultados siguientes:

cantidad de aceite	ml de HCl gastados	álcali titula- ble mval g.	errores
5.8251 g	4.0	0.4039	0.29 %
4.7833 g	3.3	0.4057	0.73
4.3200 g	3.0	0.4084	1.39
7.7791 g	5.3	0.4007	0.49
9.1460 g	6.25	0.4018	0.22
12.3342 g	8.4	0.4005	0.54
7.3876 g	5.05	0.4020	0.17
5.2375 g	3.6	0.4001	0.64
4.3494 g	3.0	0.4015	0.29

Las dos últimas determinaciones (5.2375 y 4.3494) se titularon con HCl de normalidad 0.5822.

Como puede observarse el error máximo es de 1.39% que es relativamente pequeño.

El vire de este indicador, presenta mas tonalidades de colores intermedios que el anaranjado de metilo, este indicador pasa de amarillo a canela con un ácido, e inmediatamente con una gota más a color rosado, en cambio el Amarillo Citrusol R pasa de amarillo verdoso a un anaranjado bastante perceptible, que nos indica el final de la reacción, se puede agregar algunas gotas más, sin que se perciba cambio en la coloración, poco a poco y agregando más ácido, va pasando a un anaranjado más intenso y por último cuando tiene un exceso considerable a rosa fuerte. En el caso dado que se esté haciendo una titulación y se tenga la impresión de haberse excedido en la adición del ácido, éste se retitula con una solución valorada de NaOH; no habrá necesidad de esto si se tiene cuidado de no agregar más ácido desde el momento que aparece el primer vire de color anaranjado que es fácil de observar. En estos ensayos pudo ser observado con bastante facilidad a pesar del color ligeramente obscuro de la solución alcohólica. Se empleó el sulforricinoleato de sodio, porque ensayos prácticos hechos con jabones han tenido éxito; es decir, si la titulación de un ácido relativamente fuerte ha sido posible, un ácido más débil todavía se titula con mayor facilidad.



**CAPITULO IV**  
**CONCLUSIONES**

Se ha estudiado la posibilidad de titular "por desplazamiento", una solución de sulfarricinato de sodio, usando como indicador el colorante llamado Amarillo Grasol R.

El indicador que en el pH de su zona de vire, se asemeja bastante al anaranjado de metilo, generalmente usado para el fin mencionado, se distingue de este último por el hecho de que su "forma ácida" es soluble en líquidos orgánicos, no miscibles con agua, como por ejemplo el xilol y los mismos ácidos grasos, que se forman en la titulación de desplazamiento.

Se confirmó en ensayos preliminares, que este fenómeno mejora notablemente la percepción del cambio de color que se produce.

Conforme a esto se ha conseguido una precisión muy satisfactoria en las titulaciones prácticas que se hicieron con el sulfarricinato de sodio.

## BIBLIOGRAFIA

- 1.—A O A C—Official & tentative methods of analysis of the Ass. of Off Agric Chem. - Washington, D C (1935).
2. CLARK W MANSFIELD. The determination of hydrogen ions. - Baltimore, The Williams & Wilkins Co. (1928).
3. FIESER F LOUIS y FIESER MARY. Química orgánica. - Editorial Atlante, S A. México, D F (1948).
4. KOLTHOFF I M. Acid-base indicators. - The MacMillan Co. - New York (1937).
5. KOLTHOFF I M. and STENGER V. A.—Volumetric Analysis. - Second Edition, Interscience Publishers, Inc. - New York (1942).
- 6.—KOLTHOFF I M. and LAITINEN. pH and electro titrations. - Second edition, John Wiley & Sons, Inc. New York (1941).
- 7.—SCOTT W. WILFRED.—Standard methods of chemical analysis. - Fifth edition, D. Van Nostrand Co. Inc. - New York (1945).