

## DETERMINACIÓN DE ÁCIDO ACETILSALICÍLICO EN TABLETAS ANALGÉSICAS: UNA SUGERENCIA PRÁCTICA

Sergio Hernández , Carlos Franco y Carlos Herrera

Departamento de Química Ambiental

Facultad de Ciencias Universidad Católica de la Santísima Concepción

### 1. Introducción

En el siglo V (a.c), el célebre médico griego Hipócrates recomendaba la corteza del sauce blanco (fuente natural precursora de la aspirina) como remedio para el dolor. En 1763 se publicó en Inglaterra un informe sobre el éxito que el reverendo E. Stone había tenido en 50 casos en los que utilizó corteza de sauce deshidratada para bajar la fiebre.

En 1853, el químico francés Charles Gerhardt sintetizó el medicamento, que hoy llamamos aspirina, a partir del ácido salicílico, un derivado de la salicina, la cual es el principio activo de la corteza del sauce<sup>1</sup>. Pero la sustancia sólo despertó interés pasajero y permaneció en el olvido hasta que Félix Hoffmann, químico de la compañía farmacéutica alemana Bayer, la descubrió por casualidad en 1897. Según se dice que Hoffmann esperaba que el fármaco aliviara el dolor artrítico de su padre. Así fue que dos años después la Bayer introdujo la aspirina en el mundo entero<sup>2,3</sup>.

El ácido acetilsalicílico, comercialmente se conoce como aspirina, es el fármaco más vendido en el mundo; debido a que es de venta libre y es usado como analgésico, antipirético , antiinflamatorio<sup>4</sup>. Últimas investigaciones señalan que reduce el riesgo de infarto cardiaco, sin embargo su consumo debe ser por prescripción médica.

La aspirina generalmente se suministra en tabletas de 100 y 500 mg de ácido acetilsalicílico, después de ingerirla, se llega a una concentración máxima en la sangre en aproximadamente una o dos horas y ésta se hidroliza tanto en la sangre como en el hígado. El ácido salicílico es la forma activa de esta droga, sin embargo, éste no se puede ingerir directamente, puesto que el grupo fenólico de la molécula irrita el tracto digestivo<sup>5</sup>.

El ácido acetilsalicílico  $C_6H_4(OCOCH_3)COOH$  es un sólido blanco, soluble en agua, siendo su punto de fusión de 135 °C, masa molar 180 g/mol, ácido débil monoprotico (pKa=4,04) y se obtiene fácilmente por la reacción entre el ácido salicílico y anhídrido acético en medio sulfúrico, representado en la siguiente ecuación<sup>6,7</sup>:



En este trabajo se sugiere incorporar en las actividades experimentales de los cursos de química de tercero o cuarto medio, la determinación volumétrica del ácido acetilsalicílico

en tabletas analgésicas fabricadas por cualquier laboratorio. Esta actividad práctica puede ser incorporada en la unidad ácido-base o química orgánica donde puede sintetizar la aspirina y luego cuantificar el producto obtenido por titulación con hidróxido de sodio en presencia de fenolftaleína como indicador<sup>8</sup>.

## 2. Parte Experimental

### Materiales

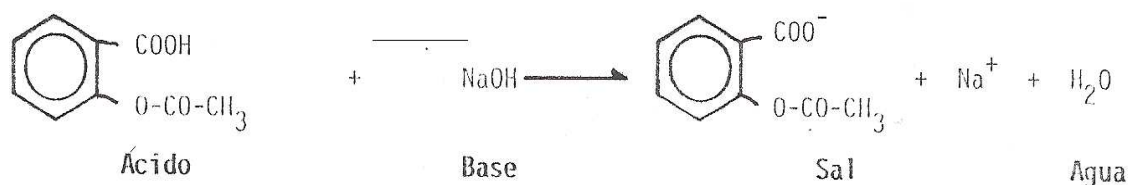
Soporte universal y pinzas, matraces erlenmeyer de 125 mL, probeta de 25 mL, bureta de 50 mL, bagueta, etanol, disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M; disolución de ftalato ácido de potasio (KHC<sub>8</sub>H<sub>4</sub>O<sub>4</sub>) 0,1 M; disolución de fenolftaleína, tabletas de aspirina.

### Procedimiento

Colocar una bureta a un soporte universal, luego llénela con una disolución de Hidróxido de Sodio (NaOH) 0,1 M; abra la llave de la bureta y enrace a cero. Cada grupo recibe tres tabletas de aspirina de un determinado laboratorio y debe registrar el contenido en miligramos por tableta que aparece en el sobre. En un matraz erlenmeyer, agregue con una probeta, 5 ml de etanol (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH) e inmediatamente introduzca una tableta de aspirina y tritúrela con una bagueta, luego agregue 30 mL de agua destilada, agitar y adicionar tres a cuatro gotas de fenolftaleína. Agregar desde la bureta los primeros 15 mL de disolución de hidróxido de sodio agitando constantemente el matraz erlenmeyer, continúe agregando gota a gota; suspenda este agregado cuando la última gota produzca el viraje de la fenolftaleína del incoloro al rojo. Anote el gasto de la disolución de hidróxido de sodio. Repetir el procedimiento con el resto de las tabletas.

Previo al análisis de las tabletas se recomienda estandarizar la disolución de NaOH 0,1 M; con disolución patrón de ftalato ácido de potasio 0,1 M; en el caso nuestro el resultando para la disolución de NaOH fue 0,098 M.

La reacción de titulación está representada en la siguiente ecuación:



### 3. Resultados

N° Tableta	Gasto (mL) NaOH 0,098M	mmol(Ácido Acetilsalicílico)
1	27,5	2,69
2	28,2	2,76
3	27,8	2,72
Promedio	27,8	2,72

Ejemplo de Cálculo

$$27,8 \text{ mL} \times 0,098\text{M} = 2,72 \text{ mmol de NaOH}$$

La estequiometría de la reacción entre el ácido acetilsalicílico y el NaOH es 1 : 1, por lo tanto, en la tableta están presentes 2,72 mmol de Ácido acetilsalicílico.

$$\text{Moles de ácido acetilsalicílico} = \frac{1 \text{ mol}}{1000 \text{ mmol}} \times 2,72 \text{ mmol} = 2,72 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Masa en g de ácido acetilsalicílico} = \frac{180 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times 2,72 \times 10^{-3} \text{ mol} = 0,490 \text{ g}$$

$$\text{Masa en mg de ácido acetilsalicílico} = \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \times 0,490 \text{ g} = 490 \text{ mg}$$

Masa de ácido acetilsalicílico obtenida experimentalmente = 490 mg

Masa de ácido acetilsalicílico declarada por el fabricante = 500 mg

### 4. Discusión

Algunos resultados del análisis pueden ser mas altos que el esperado, situación que se puede atribuir a la presencia de ácido salicílico en la tableta, sin embargo este ácido se puede reconocer cualitativamente con un test previo agregando a una tableta triturada cloruro de hierro (III), un color rojo violeta, indica la presencia de ácido salicílico<sup>9</sup>. El test con cloruro de hierro (III) aplicado a las tabletas de aspirinas, usadas en esta experiencia fue negativo.

El análisis se realizó en tabletas de aspirina del laboratorio Bayer y los resultados obtenidos son bastante cercanos a los declarados por este laboratorio con un 0,6 % de error.

### 5. Conclusión

Debido a lo exitoso de esta práctica, con resultados bastantes cercanos a lo declarado por el fabricante, se sugiere que sea incorporada en los cursos de laboratorio de tercero y cuarto medio, debido a que puede resultar muy motivadora para los estudiantes, porque les permite aplicar los conocimientos de ácido-base y química orgánica en un análisis real, de un producto farmacéutico, que es consumido por todos cuando se presenta fiebre.

## 6. Bibliografía

1. McMurry, J.(2001).”Química Orgánica”. Editorial Thomson México. pp1284.
2. Hill, J.W., and Kolb, D.(1999).”Química para el nuevo milenio,” Editorial Pearson, México, pp.677.
3. Angenault, J. (2005) “Diccionario Enciclopédico de Química,” Editorial. CECSA. México. pp.568.
4. Fox, M.A., J. Whitesell (2000). “Química Orgánica,” Editorial. Pearson Educación. México. pp.832.
5. Wolfe, D.(1996). “Química General, Orgánica y Biológica,” Editorial McGraw-Hill. México pp757.
6. Carey, F.(1999). “Química Orgánica” Editorial McGraw-Hill. España. pp1131.
7. Domínguez, X.(1968). “Experimentos de Química Orgánica,” Editorial Limusa. pp203.
8. Guiteras, J.R., Rubio, G. Fondorona.(2000). “Curso Experimental en Química Analítica,” Editorial Síntesis. España. pp271.
9. Vogel, A.(1974 ). “Química Analítica Cualitativa,” Editorial Kapelusz Argentina pp 633.