

Determinación del contenido de ácido acético de un vinagre comercial

Para saber el contenido de ácido acético de un vinagre procedemos a valorarlo.

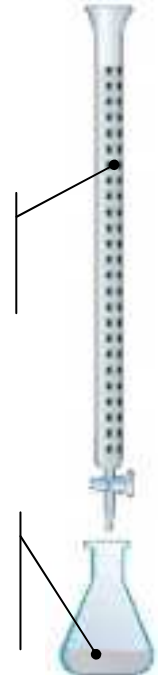
Para ello medimos 10,0 mL del vinagre, lo echamos en un matraz erlenmeyer, diluimos hasta unos 25 -30 mL (no importa el volumen final) y añadimos un par de gotas de fenolftaleína como indicador. La fenolftaleína es incolora por debajo de pH 8,2, virando a un color violeta intenso por encima de pH 10,0.

La bureta se llena con disolución de NaOH de concentración conocida (1,0 M en nuestro caso).

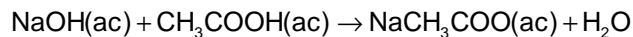
Una vez listo el montaje comenzamos a valorar vertiendo lentamente la disolución de hidróxido de sodio sobre el vinagre, al tiempo que se agita el matraz. El vertido se continúa hasta que el indicador vire al color violeta. Cerramos entonces la bureta y medimos el volumen de disolución vertida. Es conveniente realizar más de una valoración con el fin de minimizar el error cometido.

Bureta con disolución 1,0 M de NaOH (valorante)

10,0 mL de vinagre (analito), diluido con agua, y unas gotas de indicador (fenolftaleína)



La reacción que se ha llevado a cabo es la neutralización del ácido acético por el hidróxido de sodio:



El viraje del indicador nos indica el **punto final de la valoración**. Esto es, cuando todo el ácido ha sido neutralizado por la base. Cuando esto suceda, y se agregue una sola gota de base en exceso, el pH alcanza valores por encima de diez provocando el cambio de color del indicador.

Conocido el volumen de disolución de base añadida, y su concentración, podemos calcular los moles de NaOH necesarios para neutralizar el ácido.

En esta ocasión (y como media de las valoraciones efectuadas) se han gastado 10,5 mL de base. Luego:

$$10,5 \text{ mL base} \frac{1,0 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL base}} = 0,0105 \text{ moles NaOH}$$

Como según la ecuación 1 mol de NaOH reacciona con 1 mol de ácido acético, tendremos 0,0105 moles de ácido acético. Como esa cantidad estaba en un volumen de 10,0 mL de vinagre la molaridad del vinagre será:

$$\frac{0,0105 \text{ moles CH}_3\text{COOH}}{10 \text{ mL vinagre}} \frac{1000 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} = 1,05 \text{ M}$$

La concentración en g/L:

$$\frac{1,05 \text{ moles CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L vinagre}} \frac{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ moles CH}_3\text{COOH}} = 63,0 \frac{\text{g CH}_3\text{COOH}}{\text{L vinagre}}$$

Para calcular la concentración en % en masa necesitamos saber la densidad del vinagre. Como la densidad del ácido acético puro es muy aproximadamente 1,0 g/mL (1,05 g/mL) podemos considerar que la densidad de la disolución es 1,0 g/mL. Por tanto:

$$63,0 \frac{\text{g CH}_3\text{COOH}}{1000 \text{ mL vinagre}} \frac{1 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ g vinagre}} \frac{100 \text{ g vinagre}}{100 \text{ g vinagre}} = 6,3 \frac{\text{g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g vinagre}} = 6,3 \%$$

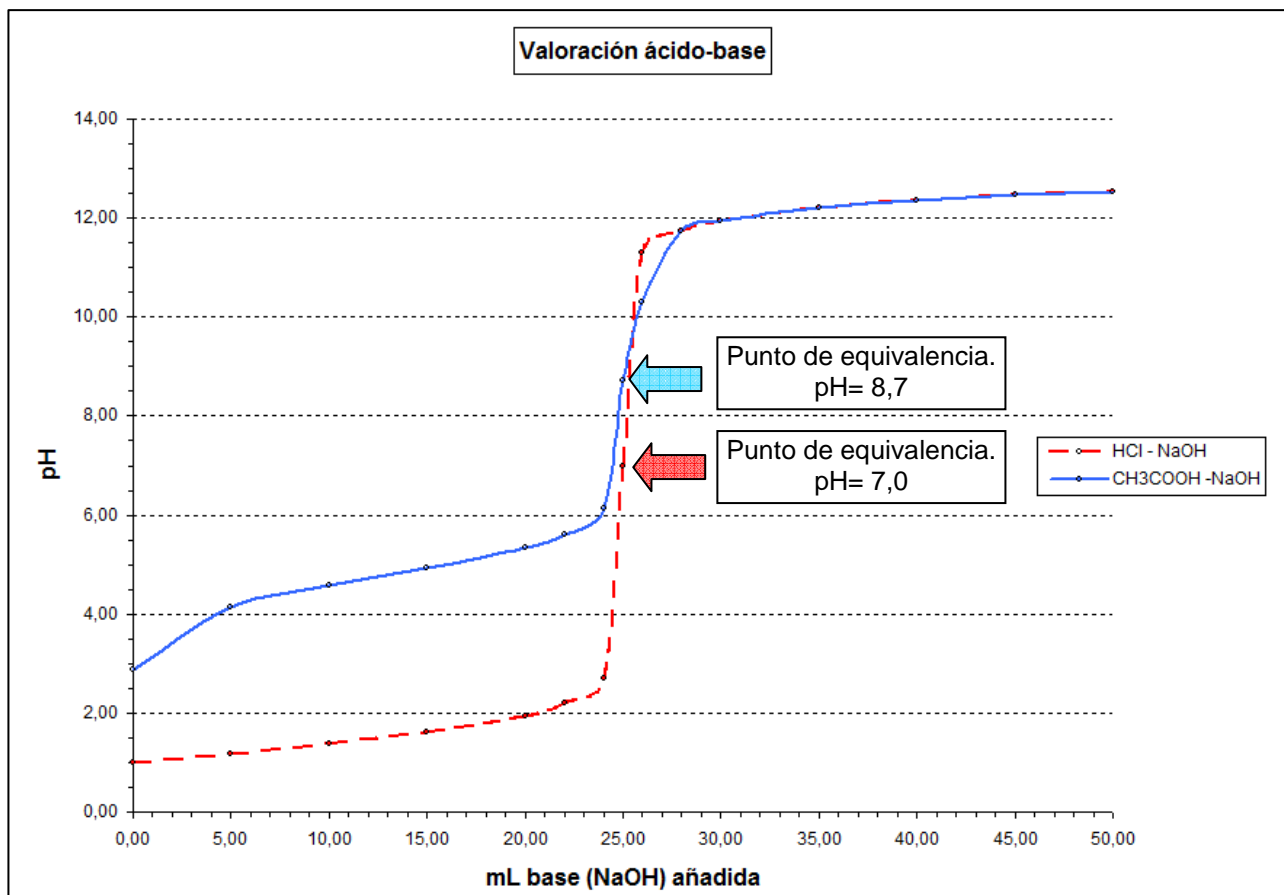
La etiqueta del vinagre indica que el grado de acidez del mismo es de 6^o. Esto es, que **la concentración en tanto por ciento en volumen** de la disolución es del 6%. Según la valoración efectuada, y teniendo en cuenta que la densidad del ácido acético se 1,05 g/mL, el tanto por ciento en volumen (grado de acidez) será:

$$\frac{63,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1000 \text{ mL vinagre}} \frac{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH}}{1,05 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \frac{100 \text{ mL vinagre}}{100 \text{ mL vinagre}} = 6,0 \frac{\text{mL CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ mL vinagre}} = 6,0 \% = 6,0^{\text{o}} \text{ de acidez}$$

Ampliación

La valoración de un ácido débil (CH_3COOH) con una base fuerte (NaOH) presenta algunas peculiaridades que no tiene la valoración de un ácido fuerte (HCl) con una base fuerte (NaOH).

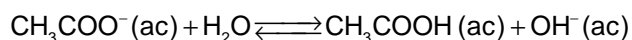
En la imagen se representan las gráficas de pH/mL de NaOH añadido al valorar con NaOH 0,1 M, 25 mL de HCl con (curva de trazos) y 25 mL de CH_3COOH (curva de línea continua)⁽¹⁾



Observando la parte inferior se puede observar que el pH (cuando aún no se ha añadido suficiente base para la neutralización) está entre 1,0 y 2,5 para un ácido fuerte como el HCl y entre 4,0 y 6,0 para el ácido acético, ya que este es un ácido débil.

El punto de equivalencia (correspondiente a la neutralización) está en el punto de inflexión de las curvas y se corresponde con un pH de 7,0 (neutro) para la valoración del HCl ya que la sal formada (NaCl) no sufre hidrólisis.

El punto de equivalencia para el CH_3COOH es, sin embargo, de 8,7, ya que la sal formada (NaCH_3COO) es una sal procedente de un ácido débil y experimenta una hidrólisis básica:



⁽¹⁾ Datos tomados de Química. R. Chang y W. College (7ª edición)