

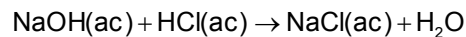
## Ácidos y bases (III) Valoraciones ácido base

**IES La Magdalena.  
Avilés. Asturias**

La reacción de neutralización entre un ácido y una base se puede emplear para determinar la concentración de uno de los compuestos implicados (ácido o base), si se conoce exactamente la concentración de la otra. La técnica empleada recibe el nombre de **valoración**.

**En las valoraciones se emplea una disolución de concentración conocida (disolución patrón), que se agrega lentamente, mediante una bureta, a un volumen conocido de la disolución de la cual se quiere saber su concentración (analito) hasta neutralización completa.**

El caso más sencillo es el de la valoración de un ácido fuerte (por ejemplo HCl) con una base fuerte (por ejemplo NaOH):



Si medimos exactamente un volumen de ácido ( $v_A$ ), si conocemos la concentración de la base ( $c_B$ ), y medimos el volumen de base necesario para neutralizar exactamente todo el ácido ( $v_B$ ), podemos conocer la concentración del ácido ( $c_A$ ):

Según nos indica la estequiometría de la reacción, la neutralización se produce cuando reaccionan el mismo número de moles de ácido y de base:

$$\text{Moles de base que reaccionan: } v_B \text{ mL} \frac{c_B \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} = \frac{v_B c_B}{1000} \text{ moles base}$$

$$\text{Moles de ácido que reaccionan: } v_A \text{ mL} \frac{c_A \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} = \frac{v_A c_A}{1000} \text{ moles ácido}$$

Cuando se produzca la neutralización:

$$\text{moles base} = \text{moles ácido}$$

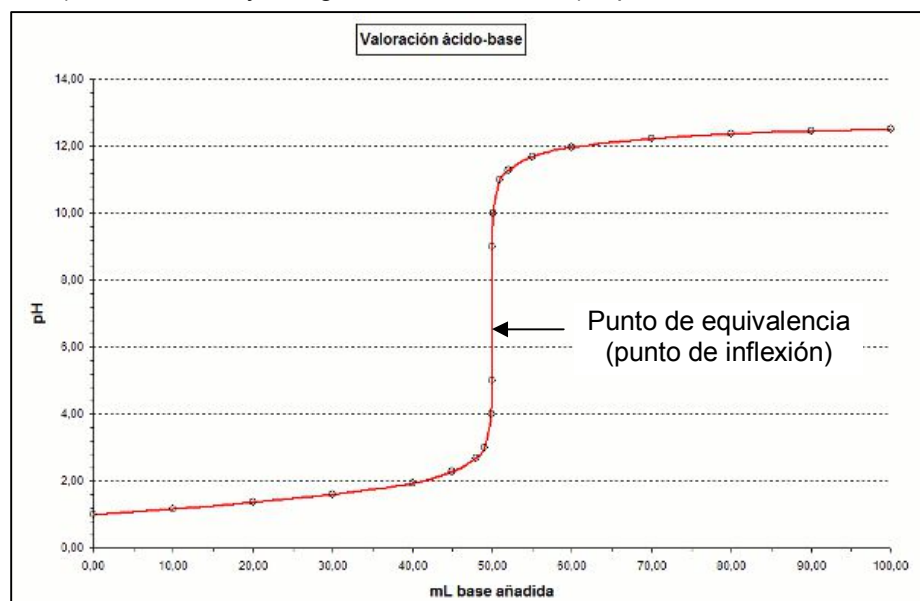
$$\frac{v_B c_B}{1000} = \frac{v_A c_A}{1000}; \quad \boxed{v_B c_B = v_A c_A}; \quad \boxed{c_A = \frac{v_B c_B}{v_A}}$$

Cuando la base neutralice exactamente al ácido quedará en disolución NaCl, que no sufre hidrólisis, luego el pH final de la valoración será 7,0.

Si seguimos la variación del pH durante la valoración observamos (ver gráfica) que el pH varía muy poco al ir agregando la base y que en el punto final se produce un salto considerable, cambiando bruscamente de pH ácido (cuando aún hay un ligero exceso de ácido) a pH básico, cuando una vez neutralizado todo el ácido se añade un exceso (una o dos gotas) de base.

Para determinar el final de la valoración (punto final) se emplea un indicador ácido-base, que nos señalará con un brusco cambio de color el final del proceso.

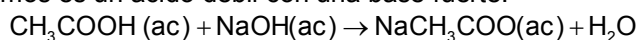
El indicador debe elegirse de forma que su intervalo de viraje esté comprendido en la zona en la que se produce el salto de pH (zona vertical en la gráfica), aunque **cuanto más cercano esté el intervalo de viraje al punto de equivalencia mejor se apreciará el punto final de la valoración.**



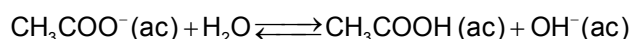
En nuestro caso deberíamos de elegir un indicador cuyo intervalo de viraje esté comprendido entre pH= 3-4 y pH= 10-11 (prácticamente todos los mostrados en la tabla), aunque los más apropiados son el tornasol, azul de bromotimol y fenolftaleína (el más comunmente empleado) .

Indicadores ácido-base	Intervalo de viraje	Colores
Naranja de metilo	3,2 - 4,4	Rojo - Amarillo
Azul de bromofenol	3,0 - 4,6	Amarillo - Azul
Verde de bromocresol	3,8 - 5,4	Amarillo - Azul
Rojo de metilo	4,8 - 6,0	Rojo - Amarillo
Tornasol	5,0 - 8,0	Rojo - Azul
Azul de bromotimol	6,0 - 7,0	Amarillo - Azul
Fenolftaleína	8,2 - 10,0	Incoloro - Violeta

- Si lo que valoramos es un ácido débil con una base fuerte:

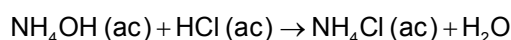


hay que tener en cuenta que la sal formada sufrirá hidrólisis:

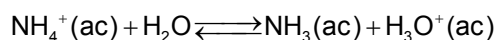


**y en el punto de equivalencia el pH será básico.**

- Cuando se valora una base débil con un ácido fuerte:



se forma una sal que sufrirá hidrólisis:



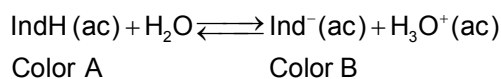
**y en el punto de equivalencia el pH será básico.**

### Indicadores ácido base

Ampliación

Un indicador es una sustancia que cambia de color en función de la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Los indicadores son, normalmente, ácidos o bases débiles cuya forma conjugada presenta un color distinto:



Si estamos en un medio con gran concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  el equilibrio se encuentra desplazado hacia la izquierda y, en consecuencia, **predominará el color A**. Si el medio es básico los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  serán retirados de la disolución (por reacción con los  $\text{OH}^-$ ) y el equilibrio se desplazará hacia la derecha **predominando el color B**.

Para apreciar nítidamente el cambio de color se requiere que la concentración de una de las formas sea, aproximadamente, diez veces superior a la otra, si no sucede esto se obtiene un color mezcla de ambos llamado "color neutro".

Como se observa, **el indicador modifica el pH de la muestra a la que se añade** (ya que suministra iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ ), por eso se deben de añadir unas pocas gotas si se quiere obtener unos buenos resultados.

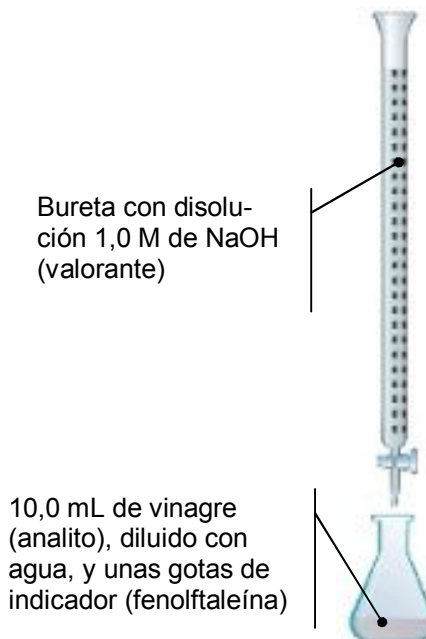
### Determinación del contenido de ácido acético de un vinagre comercial

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

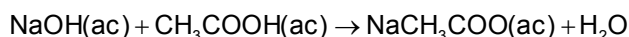
Para ello medimos 10,0 mL del vinagre, lo echamos en un matraz erlenmeyer, diluimos hasta unos 25 -30 mL (no importa el volumen final) y añadimos un par de gotas de fenolftaleína como indicador. La fenolftaleína es incolora por debajo de pH 8,2, virando a un color violeta intenso por encima de pH 10,0.

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.



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:

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

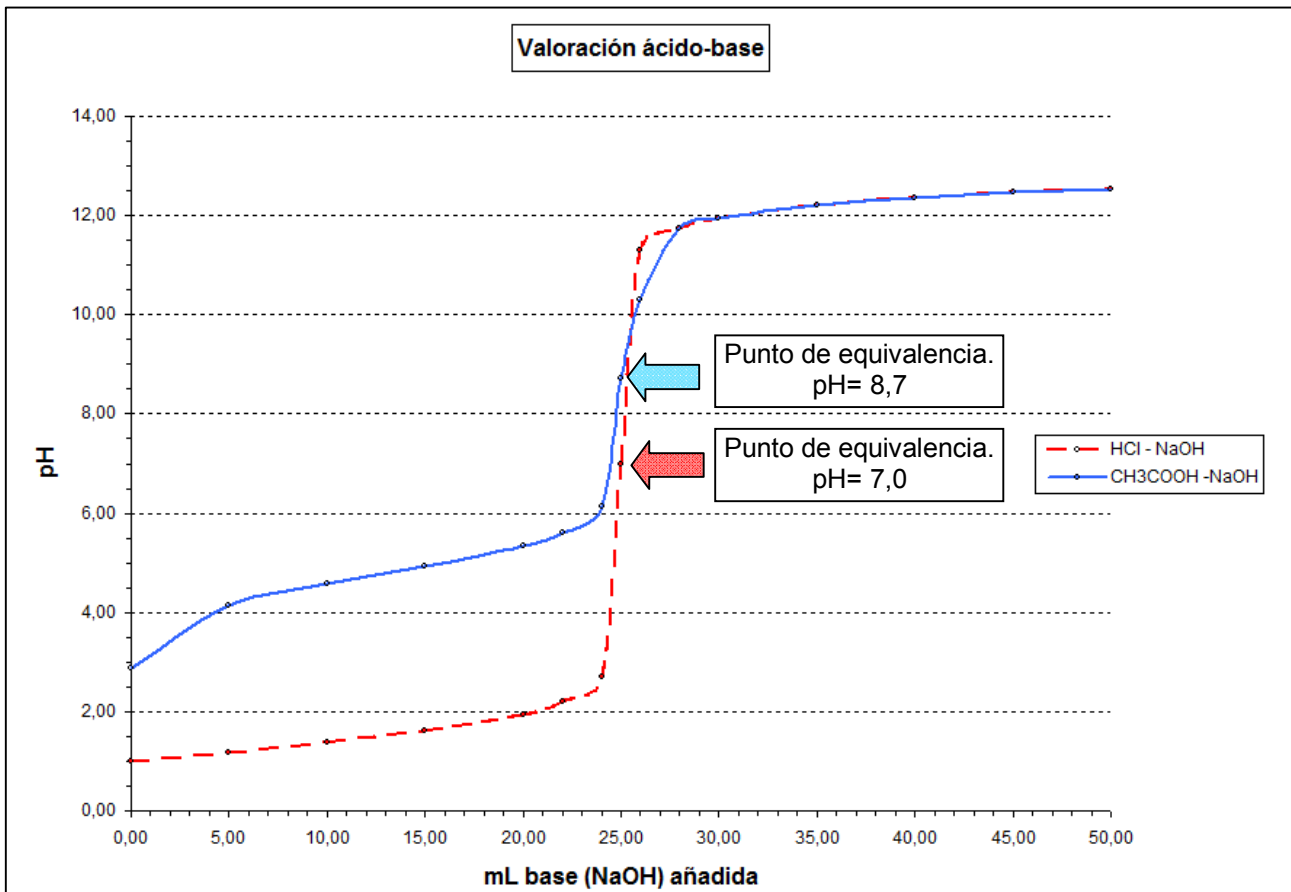
La etiqueta del vinagre indica que el grado de acidez del mismo es de 6°. Esto es, que **la concentración en tanto por ciento en volumen** de la disolución es del 6%. Según la valoración efectuada, y teniendo en cuenta que la densidad del ácido acético se 1,05 g/mL, el tanto por ciento en volumen (grado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

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

Ampliación

La valoración de un ácido débil ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) con una base fuerte ( $\text{NaOH}$ ) presenta algunas peculiaridades que no tiene la valoración de un ácido fuerte ( $\text{HCl}$ ) con una base fuerte ( $\text{NaOH}$ ).

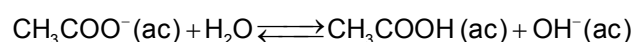
En la imagen se representan las gráficas de pH/mL de  $\text{NaOH}$  añadido al valorar con  $\text{NaOH}$  0,1 M, 25 mL de  $\text{HCl}$  con (curva de trazos) y 25 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (curva de línea continua)<sup>(1)</sup>



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  $\text{HCl}$  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  $\text{HCl}$  ya que la sal formada ( $\text{NaCl}$ ) no sufre hidrólisis.

El punto de equivalencia para el  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es, sin embargo, de 8,7, ya que la sal formada ( $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ) es una sal procedente de un ácido débil y experimenta una hidrólisis básica:



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