VOLUMETRIA ACIDO-BASE ó DE NEUTRALIZACIÓN

Mediante la volumetría ácido-base se pueden valorar sustancias que actúen como ácidos o como bases y las reacciones que transcurren según los casos pueden formularse así: (escribiendo protones en lugar de ión hidrónio por simplicidad)

Reacción entre ácido fuerte-base fuerte

$$H^+ + HO^- \rightleftharpoons H_2O$$

Reacción entre ácido fuerte-base débil

$$H^+ + A^- \rightleftharpoons AH + H_2O$$

Reacción entre ácido débil-base fuerte

$$AH + HO^- \rightleftharpoons A^- + H_2O$$

Para seguir el transcurso de una valoración ácido-base se recurre a las curvas de titulación, que resultan de realizar un gráfico de pH (en ordenadas) versus fracción titulada (en abscisas). La curva que se logra, presenta una forma sigmoidea, correspondiendo el salto brusco de pH a la zona del punto final. Siempre se trata, para asegurar una mayor exactitud en la valoración, que la variación de los valores de pH en la vecindad del punto final sea elevada; esto se consigue en parte, titulando con especies fuertes (H^+ o HO^-).

Para detectar ese salto de pH (y por lo tanto el punto final de la valoración) se coloca dentro del vaso de titulación un indicador ácido-base adecuado.

Los indicadores ácido-base son, en general, ácidos o bases débiles de naturaleza orgánica, para los cuales se cumple que las especies que forman el par ácido-base presentan colores distintos.

La oscilación de los electrones entre estas dos formas extremas es la responsable de la absorción de la energía radiante. En este caso, se dice, que el rango de frecuencia de oscilación corresponde a la gama del color azul. Esto hace que el compuesto muestre el color complementario (amarillo).

La reacción de protolisis para un indicador que se comporte como un ácido será:

$$\mathbf{IndH + H_2O \rightleftharpoons Ind^- + H_3O^+}$$

Forma ácida Forma básica

La expresión de la constante de equilíbrio para la disociación de un indicador ácido es la siguiente:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Ind^-]}{[IndH]} \qquad (1)$$

Reordenando:

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[IndH]}{[Ind^-]} \qquad (2)$$

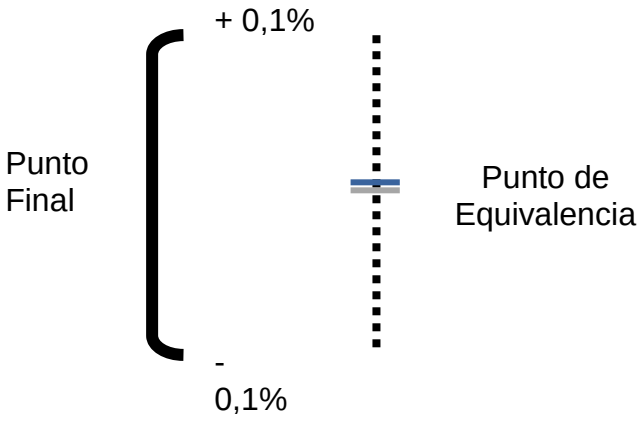
Puede verse que la concentración de H_3O^+ determina la relación entre las formas ácida y básica conjugada del indicador. Cuando se trabaja con un indicador dicromático cuyas formas extremas presentan colores distintos, de intensidad semejante, el ojo humano tiene una capacidad limitada para detectar una de las formas extremas cuando predomina la otra. Será factible la observación del color de una de las especies del indicador, estando presente la otra, cuando las relaciones de concentraciones sean superiores de 10 a 1.

$$\mathbf{(Ind^-) / (IndH) < 0,1} \qquad \text{ó} \qquad \mathbf{(Ind^-) / (IndH) > 10}$$

(I) (II)

En (I) el ojo percibe el color correspondiente a la forma ácida del indicador. En (II) el ojo percibe el color correspondiente a la forma básica del indicador.

El indicador adecuado para una dada volumetría, será aquel cuyo rango de viraje quede incluido dentro de los extremos del punto final volumétrico y de preferencia contenga al punto estequiométrico.



Como puede inferirse, el punto de equivalencia corresponde a *un único valor*, en tanto que el punto final es, en rigor *un ámbito*.

APLICACIONES DE LA VOLUMETRÍA ÁCIDO-BASE

DETERMINACIÓN DE LA ACIDEZ DE UN VINAGRE COMERCIAL

Objetivos

Determinar el grado de acidez de un vinagre de vino comercial.

Fundamento

Para establecer la naturaleza, valor comercial y la legitimidad de un vinagre (puede ser de vino, de alcohol o artificial a base de ácido acético), se hacen varias determinaciones, entre ellas la de la acidez. En el comercio se disponen de aparatos especiales para esta determinación, llamados acidímetros.

Introducción

El hidróxido de sodio reacciona con el ácido acético del vinagre según la siguiente reacción:

$$CH_3\text{-}COOH + OH^- \longrightarrow CH_3\text{-}COO^- + H_2O$$

Se trata por tanto de una valoración ácido-base, donde se utiliza fenolftaleína como indicador. La acidez se expresa en tanto por ciento en masa de ácido acético, lo que se llama grado del vinagre.

Materiales y reactivos

Materiales:

- Base y varilla soporte.
- Nuez doble y pinzas de bureta.
- Matraz erlenmeyer de 250 mL.
- Matraz aforado de 250 mL.
- Tapón de plástico.
- Pipeta de 5 mL.
- Bureta de 50 mL.

Reactivos:

- Agua destilada.
- Vinagre de vino comercial.
- Hidróxido de sodio.
- Fenoftaleína alcohólica al 0.1%

Desarrollo

1. Preparar 250 mL de disolución de hidróxido de sodio 0,25 M.
2. En un erlenmeyer de 250 mL añadir 5 mL de vinagre y 20 mL de agua destilada: si el vinagre tiene todavía mucho color, añadir más agua destilada para que pueda verse bien el cambio de color del indicador.
3. Adicionar tres o cuatro gotas de fenolftaleína al erlenmeyer.
4. Enrasar la bureta de 50 mL con la disolución de hidróxido de sodio 0,25 M.
5. Valorar con la disolución de hidróxido de sodio de la bureta, agitando a la vez el erlenmeyer.
6. Cuando se empiece a ver un primer cambio de color en la disolución problema, añadir más lentamente la disolución de hidróxido sódico.
7. Tras añadir la primera gota que produzca un cambio de color permanente, cerrar la bureta y anotar la lectura final de la misma.
8. Repetir la valoración.

Cálculos

1. Calcula la cantidad de hidróxido de sodio que necesitas para preparar los 250 mL de la disolución de hidróxido de sodio 0,25 M.
2.

	1ª valoración	2ª valoración
Anota la lectura final de la bureta		
Valor medio		

3. A partir del volumen de hidróxido de sodio consumido, determina los gramos de ácido acético contenidos en los 5 mL de vinagre valorados.
4. Sabiendo los gramos de ácido acético que hay en 5 mL de vinagre, calcula los que habrá en 100 mL.
5. Halla el grado de acidez de la muestra analizada, es decir, los gramos de ácido acético que hay en 100 g de vinagre (considera que la densidad del vinagre es aproximadamente la del agua 1= g/mL)
6. ¿Coincide el resultado obtenido con el que aparece en la etiqueta? ¿Qué conclusiones pueden obtenerse?