

REACCIONES ÁCIDO-BASE

OBJETIVOS

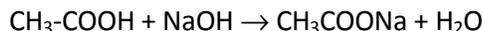
En esta práctica se estudiará el comportamiento ácido-base de algunas sustancias. En el apartado A se determinará la acidez del vinagre comercial, estimada como concentración de ácido acético. En el apartado B se estudiarán las disoluciones reguladoras o tampón, tanto su preparación como su capacidad amortiguadora. En el apartado C se determinará la constante de acidez de un ácido débil.

A. VALORACIÓN DE LA ACIDEZ DE UNA MUESTRA DE VINAGRE

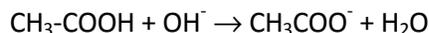
FUNDAMENTO TEÓRICO

El vinagre es una disolución que contiene diferentes tipos de ácidos (principalmente ácido acético) además de otros componentes como sulfatos, cloruros, dióxido de azufre, etc. Un índice de la calidad de un vinagre es la denominada acidez total (o grado acético) que es la cantidad total de ácidos que contiene el vinagre expresada como gramos de ácido acético por 100 mL de vinagre.

La cantidad total de ácidos puede determinarse fácilmente por valoración con una disolución de hidróxido sódico previamente normalizada, calculándose la concentración en ácido acético a partir de la ecuación de la reacción ácido-base ajustada:



o bien, en forma iónica:



Puesto que la reacción es mol a mol, en el punto de equivalencia se cumplirá que:

$$n^\circ \text{ de moles de ácido} = n^\circ \text{ de moles de base} \quad \text{ó} \quad M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

Conocidos tres factores de la ecuación anterior podrá calcularse el cuarto.

En el punto de equivalencia de esta valoración el pH de la disolución será básico (debido a la presencia de ion acetato) y, por tanto, para detectar el punto final de esta valoración hay que elegir un indicador que cambie de color al pH adecuado.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Material

- Bureta
- Pipeta de 10 mL
- Erlenmeyer de 250 mL
- Vaso de precipitados
- Probeta de 100 mL

Reactivos

- Vinagre comercial
- Disolución de NaOH 0,50 M
- Fenolftaleína al 0,20% en etanol

Valoración del vinagre

Preparar la bureta limpiándola y enjuagándola con una pequeña porción de la disolución de base (NaOH) y llenándola hasta el punto de enrase con esta disolución. (Nota de seguridad: irritante. Irrita los ojos y la piel. No ingerir. Usar guantes).

Medir con la pipeta unos 5 mL del vinagre a analizar (tomar nota del volumen exacto) y ponerlo en el erlenmeyer. Añadir unos 100 mL de agua destilada para diluir la muestra y conseguir una disolución débilmente coloreada en la que pueda observarse con claridad el viraje del indicador. Añadir dos gotas de fenolftaleína. (Nota de seguridad: muy inflamable, por estar disuelta en etanol).

Añadir, gota a gota, la disolución de NaOH desde la bureta al erlenmeyer, agitando continua y suavemente, hasta que se produzca el viraje del indicador. En ese instante se habrá alcanzado el punto final de la valoración. Leer y anotar el volumen de NaOH utilizado. Repetir la valoración.

Completar la cuestión 1.

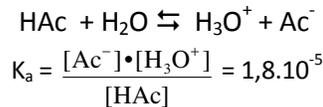
B. ESTUDIO DE DISOLUCIONES REGULADORAS

FUNDAMENTO TEÓRICO

El pH de las disoluciones normales varía bruscamente por dilución o por ligeras adiciones de ácidos o bases. Por ejemplo, si a 1 litro de agua pura (pH=7) se le añade 1 mL de HCl 0,1 N, el pH baja hasta 4, ya que el agua ha pasado a ser una disolución $1 \cdot 10^{-4}$ M de HCl y, supuesto éste totalmente disociado, la concentración de H_3O^+ es $1 \cdot 10^{-4}$ M.

Sin embargo, existen determinadas disoluciones, denominadas reguladoras, amortiguadoras o tampones, que se caracterizan porque su pH apenas varía con la dilución o con pequeñas adiciones de ácido o de base. Estas disoluciones contienen siempre un ácido débil y un exceso de su base conjugada y en la práctica se preparan mezclando un ácido o una base débil con una de sus sales totalmente disociada como por ejemplo: ácido acético + acetato sódico, ácido bórico + borato sódico, amoníaco + cloruro amónico, etc.

Por ejemplo, en una disolución que contenga ácido acético y acetato sódico, este último se disocia totalmente ($\text{NaAc} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Ac}^-$) y se verifica el equilibrio:



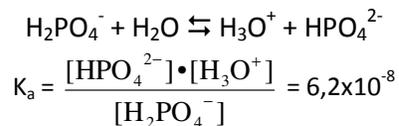
Por efecto ion común, el acetato sódico, electrolito fuerte totalmente disociado, evita en gran parte la disociación del ácido acético, por lo que la concentración de Ac^- en la disolución equivale a la de acetato sódico y la concentración de HAc equivale a la concentración total de ácido acético. Por tanto:

$$K_a = \frac{[\text{NaAc}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{HAc}]}{[\text{NaAc}]} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NaAc}]}{[\text{HAc}]}$$

Por lo tanto, el pH de esta disolución depende exclusivamente de la relación de concentraciones de la sal y el ácido y no varía con la dilución.

Otro ejemplo sería el de una disolución que contenga hidrógeno fosfato de disodio y dihidrógeno fosfato de sodio, tras la disociación total de las sales:

$\text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ y $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$, tendríamos una disolución con un ácido débil (H_2PO_4^-) y su base conjugada (HPO_4^{2-}). Se verifica el equilibrio:



Por efecto ion común, el hidrógeno fosfato de disodio, electrolito fuerte totalmente disociado, evita en gran parte la disociación del dihidrógeno fosfato de sodio, por lo que la concentración de HPO_4^{2-} en la disolución equivale a la de Na_2HPO_4 y la concentración de H_2PO_4^- equivale a la concentración inicial de NaH_2PO_4 . Por tanto:

$$K_a = \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{NaH}_2\text{PO}_4]}{[\text{Na}_2\text{HPO}_4]} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4]}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4]}$$

Si a una disolución reguladora se le añade una pequeña cantidad de un ácido, los H^+ procedentes de éste se combinan con la forma básica del tampón, A^- , para formar HA (la forma ácida): se desplaza el equilibrio hacia la izquierda hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. Queda así neutralizada la acidez añadida y el pH apenas varía. La concentración de la forma básica (iones acetato o hidrógeno fosfato) existente en la disolución reguladora se denomina **reserva alcalina**.

Por el contrario, si añadimos una pequeña cantidad de una base, ésta reaccionará con la forma ácida. Se neutralizará así la base añadida y el pH apenas variará. La concentración de ácido acético o de dihidrógeno fosfato en la disolución se denomina **reserva ácida**.

Siguiendo el esquema anterior, el alumno puede demostrar que en una disolución tampón constituida por una base débil y una sal de ésta y ácido fuerte se cumple:

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} \quad \text{y por tanto,}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{sal}]} \quad \text{o bien} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{sal}]}$$

Por ejemplo, con el par $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$, la ecuación quedaría:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4\text{Cl}]}, \quad \text{donde el } \text{p}K_a \text{ sería el del ión ácido } \text{NH}_4^+.$$

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Material

- Tubos de ensayo
- Buretas
- Vaso de precipitados
- Erlenmeyer de 100 mL

Reactivos

- Acido acético 0,100 M
- Ácido clorhídrico 0,100 M
- Amoniaco 0,100 M
- Hidrógeno fosfato de sodio 0,100 M
- Dihidrógeno fosfato de sodio 0,100 M
- Papeles indicadores de pH (3,8-5,5; 8,0-9,7; 6,0-8,1)
- Indicadores de pH :
 - 1- Amarillo de metilo + azul de metileno (azul-violeta $\text{pH}<3,3$; verde $\text{pH}>3,3$)
 - 2 - Fenolftaleína (incolores $\text{pH}<8$; rosa $\text{pH}>10$)
- Acetato sódico 0,100 M
- Hidróxido de sodio 0,100 M
- Cloruro de amonio 0,200 M

B.1. Preparación de disoluciones tampón de diferentes pH

B.1.1. Disoluciones $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Poner, en tubos de ensayo limpios, las siguientes cantidades de las disoluciones de NH_4Cl y NH_3 :

- Tubo 1: 5,0 mL NH_4Cl 0,20 M + 5,0 mL de NH_3 0,10 M
- Tubo 2: 2,0 mL NH_4Cl 0,20 M + 8,0 mL de NH_3 0,10 M
- Tubo 3: 8,0 mL NH_4Cl 0,20 M + 2,0 mL de NH_3 0,10 M

Agitar bien y determinar el pH de cada disolución con el papel indicador de intervalo 8,0-9,7.

Completar la cuestión 2.1.

B.1.2. Disoluciones $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ $K_a = 6,2 \times 10^{-8}$

Poner, en tubos de ensayo limpios, las siguientes cantidades de las disoluciones de NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4 :

- Tubo 1: 5,0 mL NaH_2PO_4 0,10 M + 5,0 mL de Na_2HPO_4 , 0,10 M
- Tubo 2: 2,0 mL NaH_2PO_4 0,10 M + 8,0 mL de Na_2HPO_4 , 0,10 M
- Tubo 3: 8,0 mL NaH_2PO_4 0,10 M + 2,0 mL de Na_2HPO_4 , 0,10 M

Agitar bien y determinar el pH de cada disolución con el papel indicador de intervalo 6,0-8,0.

Completar la cuestión 2.2.

B.2. Influencia de la adición de ácidos y bases sobre el pH de una disolución reguladora HAc/Ac^- ($\text{pH}=4,74$).

B.2.1. Efecto de la adición de ácido

Poner, en un erlenmeyer bien limpio, 3 mL de agua destilada y añadirle dos gotas del indicador **1** (Nota de seguridad: evitar el contacto con la piel y la ingestión). Observar el color del indicador. Añadir, gota a gota, disolución de **HCl 0,100 M** agitando continuamente. Dejar de añadir cuando haya cambiado el color del indicador. Anotar el volumen de disolución de HCl que se ha necesitado añadir para provocar este cambio.

En otro erlenmeyer poner 1,5 mL de ácido acético 0,100M y 1,5 mL de acetato de sodio 0,100 M para formar una disolución tampón de pH 4,7, y añadir 2 gotas de indicador **1**. Observar el color. Añadir gota a gota disolución de HCl, agitando y observando el color del indicador. Anotar el volumen de disolución de HCl que se ha necesitado añadir para provocar el cambio de color en el indicador.

Completar la cuestión 3.1.

B.2.2. Efecto de la adición de base

Poner, en un erlenmeyer, 3.0 mL de agua destilada y añadirle dos gotas del indicador **2** (fenolftaleína) (Nota de seguridad: evitar el contacto con la piel y la ingestión). Observar el color del indicador. Añadir, gota a gota, disolución de **NaOH 0,100 M** agitando continuamente. Dejar de añadir cuando haya cambiado el color del indicador. Anotar el volumen de disolución de NaOH que se ha necesitado añadir para provocar este cambio.

En otro erlenmeyer poner 1,5 mL de ácido acético 0,100 M y 1,5 mL de acetato de sodio 0,100 M para formar una disolución tampón de pH 4,7, y añadir 2 gotas de indicador **2**. Observar el color. Añadir gota a gota disolución de NaOH, agitando y observando el color del indicador. Anotar el volumen de disolución de NaOH que se ha necesitado añadir para provocar el cambio de color en el indicador.

Completar la cuestión 3.2.

C. DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO DE UN ÁCIDO DÉBIL

FUNDAMENTO TEÓRICO

Partiendo de la expresión de la ecuación de la constante de equilibrio: $K_a = \frac{[Ac^-] \cdot [H_3O^+]}{[HAc]}$, se puede deducir la expresión en forma logarítmica

$$pH = pK_a + \log \frac{[Ac^-]}{[HAc]}, \quad (\text{ecuación de Henderson-Hasselbach})$$

y al representar gráficamente pH frente a $\log ([base]/[ácido])$ obtendremos una línea recta cuya ordenada en el origen es pK_a , lo que nos permitirá determinar la K_a del ácido de que se trate. Por efecto del ión común, puede aproximarse la concentración de base a la de sal inicial y la de ácido a la de ácido inicial: $\log ([base]/[ácido]) \approx \log ([sal]/[ácido])$.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Material

- Vasos de precipitados
- Buretas

Reactivos

- Acetato sódico 0,1 M
- Acido acético 0,1 M

Tomar 4 vasos de precipitados de 50 mL limpios y secos. Numerarlos de 1 a 4. Poner en cada uno de ellos los siguientes volúmenes de las disoluciones de HAc y NaAc :

Vaso 1:	20 mL HAc 0,1 M + 5 mL NaAc 0,1 M
Vaso 2:	15 mL HAc 0,1 M + 10 mL NaAc 0,1 M
Vaso 3:	10 mL HAc 0,1 M + 15 mL NaAc 0,1 M
Vaso 4:	5 mL HAc 0,1 M + 20 mL NaAc 0,1 M

Homogeneizar las muestras así preparadas y medir con un pH-metro los pH de las disoluciones.

Completar las cuestiones 4 y 5.