

DETERMINACIÓN DEL pK_a DE UN ÁCIDO DÉBIL (ÁCIDO ETANOICO)

Objetivo/s

Determinar la constante de equilibrio de un ácido débil mediante su titulación con una solución valorante de una base fuerte.

Se puede hacer con un peachímetro solamente y uso de tablas y gráfica de una forma manual (con papel milimetrado o excell), o también con un programa de registro de datos como en este caso.

Material

Bureta de 50 ml, erlenmeyer de 250 ml, pipeta graduada de 25 ml, peachímetro calibrado con programa de registro de datos tipo PASCO CAPSTONE (antiguo DataStudio)

Solución valorante NaOH 1,0 M (base fuerte), -Solución de ácido acético CH_3COOH 1,0 M (ácido débil)

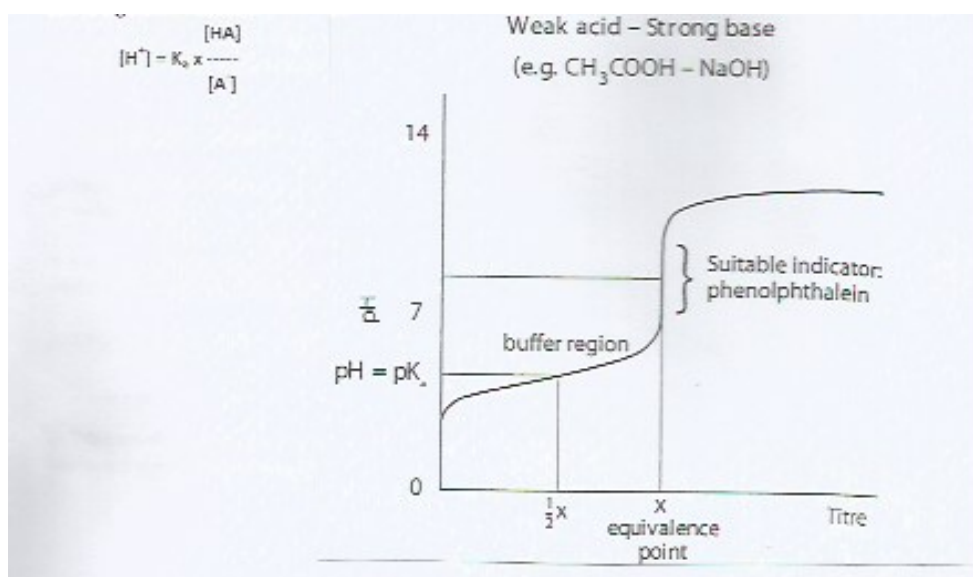
Procedimiento y montaje



1) Colocar la bureta de 50 ml rellena con la **solución valorante NaOH 1,0 M (base fuerte)**, previamente calibrada (factorizada).

2) Echar en el erlenmeyer 20,0 ml de solución de **ácido acético CH_3COOH 1,0 M** con una pipeta graduada y una cantidad aproximada de agua destilada como de una achura de un dedo.

3) Teniendo preparado y calibrado el peachímetro, colocar el electrodo o sensor y enchufarlo al programa de registro de datos tipo PASCO CAPSTONE (o similar). En ese momento en la pantalla del ordenador aparece el programa y se edita de tal manera que vayamos realizando tanto la TABLA como la GRÁFICA de **pH** en función de los **ml de solución valorante NaOH 1,0 M**. Una gráfica parecida a la de la imagen siguiente, pero con valores distintos.



PROCESAMIENTO DE DATOS

Volumen del punto de inflexión (x) = _____ ml

Volumen de la mitad de la mitad del punto de inflexión ($1/2x$) = _____ ml

pH correspondiente a ordenadas en la gráfica = _____

Se puede demostrar por teoría, que: **pKa = pH**

ANÁLISIS DE DATOS

	Análisis-1	Análisis-2
Volumen en el punto de equivalencia ($\pm 0,05$) ml		
Volumen en el punto de semi-equivalencia ($\pm 0,05$) ml		
pH del punto de semiequivalencia (0,005)		
pKa (0,01)		
pKa promedio		

CONCLUSIONES Y EVALUACIÓN

En la tabla del Cuadernillo del IBO, tenemos para el pKa del ácido acético un valor de **4,76**.

Porcentaje de error = $\frac{[\text{valor verdadero} - \text{valor experimental}]}{[\text{valor verdadero}]} \times 100$
(margen de discrepancia)

Porcentaje de error = $\frac{4,76 - \text{_____}}{4,67} \times 100 = \text{_____} \%$
(margen de discrepancia)

--	--