

PRACTICA N° 4

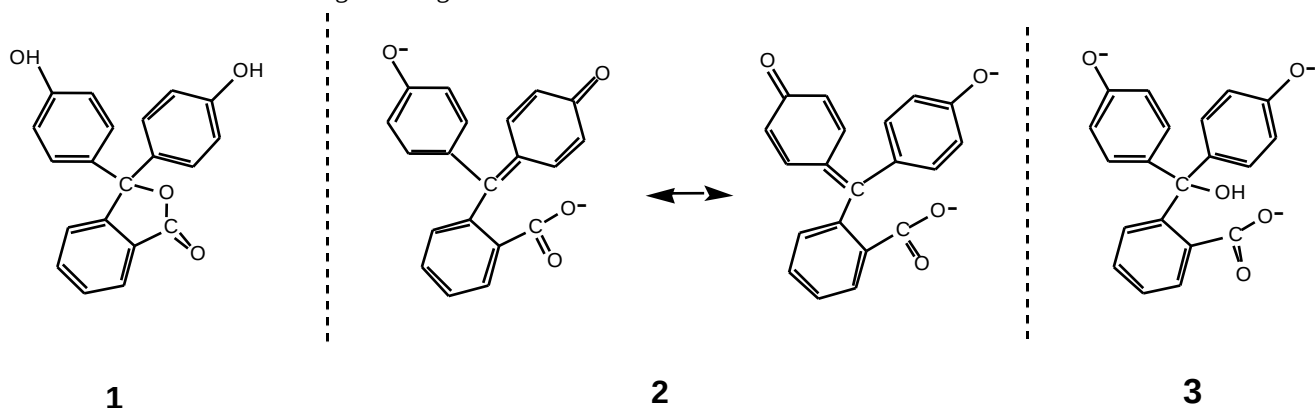
ESTUDIO CINETICO DE LA DECOLORACION DE LA FENOLFTALEINA EN MEDIO BÁSICO

OBJETIVO:

- a).- Comprobar que la reacción es de pseudoprimer orden respecto a la fenolftaleína.
- b).- Determinar el orden respecto de los iones OH^-
- c).- Calcular la constante de velocidad absoluta k .

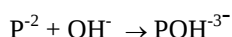
FUNDAMENTO:

La fenolftaleína se usa, principalmente, como indicador ácido-base para determinar el punto de equivalencia en una valoración. Si en el punto final de la valoración se ha añadido base en exceso, se observa que el color rosa de la fenolftaleína desaparece si dejamos transcurrir cierto tiempo. Esta lenta decoloración de la fenolftaleína no es debida a la valoración, y la disolución se desecha sin pensar el motivo. No obstante, esta decoloración de la fenolftaleína en un medio básico es interesante y puede servir como base para una experiencia demostrativa de una cinética de pseudoprimer orden. La fenolftaleína no es un indicador ácido-base simple, HIn-In^- . Las estructuras de las formas más importantes de la fenolftaleína se indican en la siguiente figura.



La fenolftaleína es incolora para $\text{pH} < 8$. Esta forma incolora tiene la estructura **1** (H_2P). Cuando el $\text{pH} = 8-10$, los protones fenólicos se eliminan y se abre el anillo de lactona, dando lugar a la familiar forma rosa-roja con la estructura **2** (P^{2-}). A pH s más elevados el color rosa se decolora lentamente produciendo la estructura **3** (POH^{3-}). Todos los cambios de color son reversibles y mientras la conversión de H_2P a P^{2-} es muy rápida y completa siempre que el pH sea superior a 11, la conversión de P^{2-} a POH^{3-} a pH superior es suficientemente lenta de modo que su velocidad puede medirse fácilmente. Puesto que P^{2-} tiene un color intenso, esta conversión de P^{2-} a POH^{3-} puede seguirse midiendo los cambios en la absorbancia de una disolución básica de fenolftaleína.

La decoloración de la fenolftaleína en una disolución básica puede representarse por la reacción:



y la ley de velocidad puede expresarse por:

$$v = k[\text{OH}^-]^m [\text{P}^{2-}]^n$$

Sin embargo, esta experiencia usa disoluciones fuertemente básicas que contienen sólo una traza de fenolftaleína, de modo que la concentración de OH^- excede a la de fenolftaleína por un factor de al menos de 10^4 en cualquier mezcla. Por lo tanto durante cada serie la concentración de OH^- permanece constante y la ley de velocidad resulta ser: $v = k_1 [\text{P}^{2-}]^n$, donde $k_1 = k[\text{OH}^-]^m$, y la reacción se dice que es de pseudoorden n respecto a la fenolftaleína. Si la reacción es de pseudoprimer orden, una representación de $\ln [\text{P}^{2-}]$ frente al tiempo debería dar una línea recta con una pendiente $-k_1$.

El seguimiento cinético de la reacción se realiza midiendo la absorbancia del sistema reaccionante a 550 nm y diferentes tiempos.

Disoluciones de NaOH (0.05-0.30 M) dan velocidades adecuadas de decoloración de la fenolftaleína. Para una concentración determinada de NaOH , esta velocidad de decoloración aumenta a medida que lo hace la fuerza iónica. Con el objeto de mantener la fuerza iónica constante se preparan disoluciones estándar 0.30 M de NaOH y 0.30 M de NaCl y prepararemos una serie de disoluciones menos concentradas de NaOH diluyendo la disolución estándar de NaOH con la disolución de NaCl .

APARATOS Y PRODUCTOS:

- 1.- Un Fotocolorímetro.
- 2.- Dos matraces aforados de 100 mL.
- 3.- Dos pipetas de 10 mL.
- 4.- Un cuentagotas.
- 5.- 2 vasos de precipitado de 100 mL.
- 6.- Una cubeta de fotocolorímetro.
- 7.- Un vidrio de reloj.
- 8.- 100 mL. de disolución de 0.3 M de NaOH.
- 9.- 100 mL. de disolución de 0.3 M de NaCl.
- 10.- Disolución alcohólica de fenolftaleína al 0.2%.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Al comenzar la sesión de prácticas se conecta el espectrofotómetro y se deja transcurrir entre 15 y 20 minutos para que se caliente. Se ajusta el cero del aparato. Para cada serie se prepara la disolución de la que se vaya a medir la absorbancia y el blanco correspondiente según se describe en cada serie. Se ajusta con el blanco el 100% de transmitancia para la longitud de onda a la que se trabaja y se mide a continuación la absorbancia de la disolución problema en función del tiempo.

La disolución problema se prepara añadiendo 1 ó 2 gotas de fenolftaleína a la cubeta que contiene el blanco, invirtiendo la cubeta varias veces para mezclar las disoluciones.

Serie 1 (Disolución de NaOH 0.3 M) En este caso el blanco es la disolución de NaOH 0.3 M. Las medidas se realizan a intervalos constantes de medio minuto durante 6 minutos.

Serie 2 (Disolución de NaOH 0.2 M) El blanco se prepara a partir de las disoluciones 0.3 M de NaOH y 0.3 M de NaCl. (El volumen total no ha de ser mayor de 15 mL). Las medidas se realizan a intervalos constantes de medio minuto durante 6 minutos.

Serie 3 (Disolución de NaOH 0.1 M) El blanco se prepara a partir de las disoluciones 0.3 M de NaOH y 0.3 M de NaCl. (El volumen total no ha de ser mayor de 15 mL). Las medidas se realizan a intervalos constantes de un minuto durante 12 minutos.

Serie 4 (Disolución de NaOH 0.05 M) El blanco se prepara a partir de las disoluciones 0.3 M de NaOH y 0.3 M de NaCl. (El volumen total no ha de ser mayor de 15 mL). Las medidas se realizan a intervalos constantes de un minuto durante 12 minutos.

RESULTADOS EXPERIMENTALES

SERIE 1

t(minutos)												
Absorbancia												
Ln Abs.												

SERIE 2

t(minutos)												
Absorbancia												
Ln Abs.												

SERIE 3

t(minutos)												
Absorbancia												
Ln Abs.												

SERIE 4

t(minutos)												
Absorbancia												
Ln Abs.												

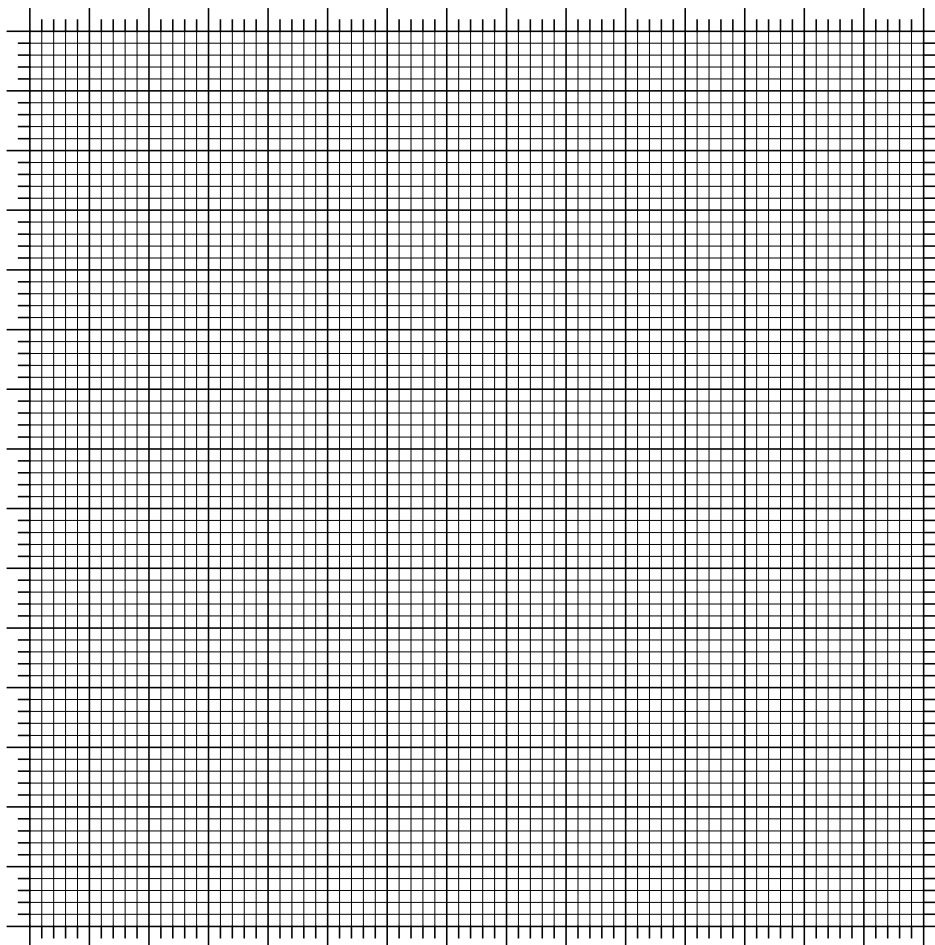
EJERCICIOS PROPUESTOS

Ejercicio 1.- Comprobar que la reacción es de pseudoprimer orden respecto a la fenolftaleína y hallar la constante de velocidad k_1 para cada una de las cuatro series.

Ejercicio 2.- Como $k_1 = k[\text{NaOH}]^m$, tomando logaritmos: $\ln k_1 = \ln k + m \ln[\text{NaOH}]$

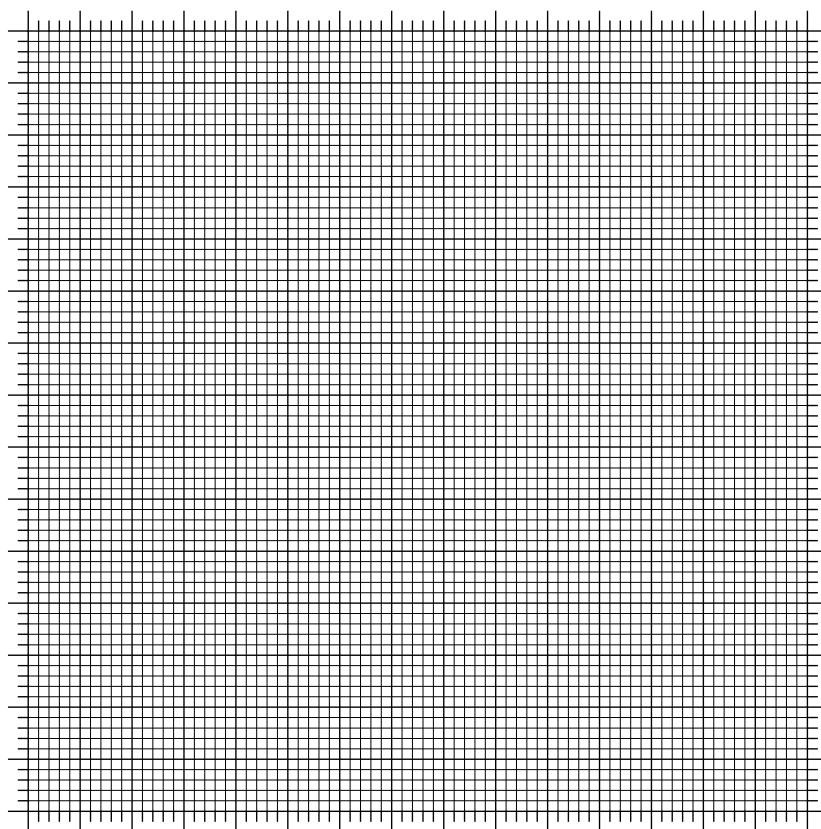
Una representación gráfica de $\ln k_1$ frente a $\ln[\text{NaOH}]$ nos dará una línea recta, de cuya pendiente y ordenada en el origen calcularemos el orden de reacción respecto de los iones OH^- , "m", y la constante específica de velocidad, "k".

Resultados del Ejercicio 1



Serie	1	2	3	4
[NaOH](mol/L)	0.3	0.2	0.1	0.05
$k_1(\text{min}^{-1})$				
$\ln k_1$				
$\ln [\text{NaOH}]$				

Resultados del Ejercicio 2



$m =$

$k =$

OBSERVACIONES