

VOLUMETRÍA ÁCIDO BASE

OBJETIVOS

Determinar la concentración de una disolución problema, valiéndose de otra cuya concentración es conocida.

MATERIAL

Bureta con soporte.

Pipeta

Vasos de precipitados o matraz erlenmeyer.

Vidrio de reloj.

Varilla agitadora.

Disolución patrón de HCl 0,25 M

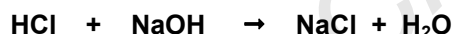
Disoluciones problema de NaOH y HCl. (Las preparadas en la práctica anterior).

Vinagre.

Fenolftaleína.

FUNDAMENTO TEÓRICO.

La reacción entre un ácido y una base para formar una sal y agua se llama **NEUTRALIZACIÓN**.



En el caso de ácidos monopróticos y bases con un solo OH, el número de moles de ambas sustancias debe ser el mismo. Cuando esto ocurre se dice que se ha alcanzado el punto de equivalencia.

En el punto de equivalencia se debe cumplir que:

$$M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b$$

Conocidos ambos volúmenes y la concentración molar de una de las disoluciones, se calcula la concentración molar de la otra, y a partir de ella, los gramos o el porcentaje de la sustancia problema.

El punto de equivalencia se pone de manifiesto mediante un indicador, que es una sustancia que cambia de color según se encuentre en medio ácido o básico. Para esta práctica se utilizará la fenolftaleína, incolora en medio ácido y de color rojo en medio básico.

DESARROLLO EXPERIMENTAL.

1º VALORACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN PROBLEMA DE NaOH.

Vamos a utilizar como problema la disolución de NaOH preparada en la práctica anterior, para determinar su concentración exacta.

- Llenar la bureta con la disolución de NaOH. Enrasar a cero, o anotar la medida inicial.
- Medir exactamente con la pipeta **10 c.c.** de la **disolución patrón de HCl 0,25 M** y verterlos en un vaso de precipitados. Completar con agua destilada hasta un volumen aproximado de **50 c.c.**
- Añadir dos gotas de la disolución de fenolftaleína, agitando con cuidado para homogeneizar el contenido. Observar y anotar el color de la disolución.
- Añadir con cuidado la disolución de **NaOH** de la bureta, agitando continuamente.
- El punto final se prevé cuando al añadir una nueva gota de **NaOH** aparece una coloración rosa que le cuesta desaparecer. Ésta se observa mejor si se coloca un papel blanco bajo el vaso.
- Continuar gota a gota hasta que la disolución adquiera un color rosa permanente. En ese momento se anota la lectura de la bureta.
- Calcular la molaridad real de la disolución de **NaOH** que tenemos en la bureta.

PRACTICA 2

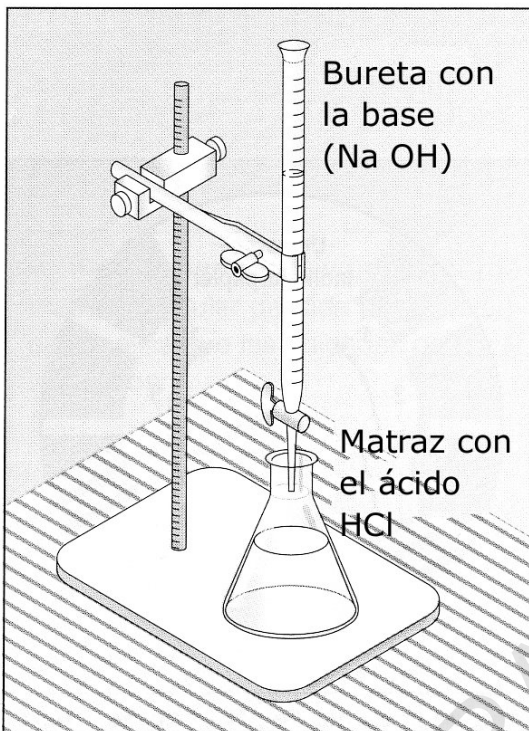
Datos experimentales y cálculos:

$M_a =$

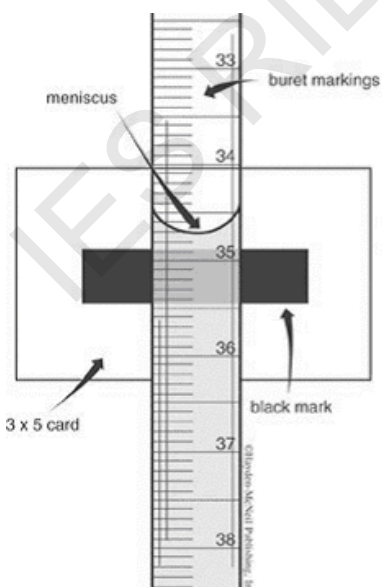
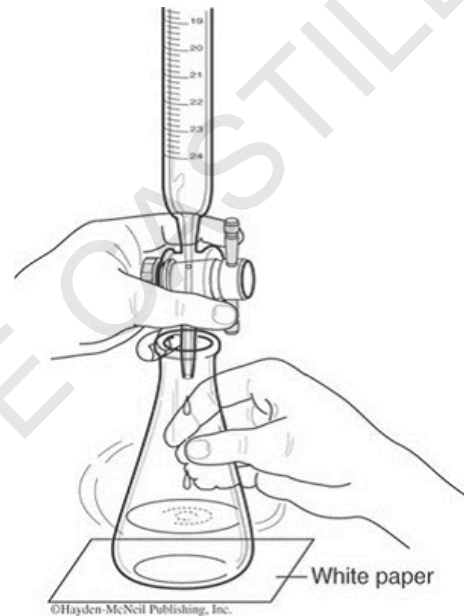
$V_a =$

$V_b =$

$M_b = ?$



Montaje para la realización de una valoración ácido-base.



Lectura de la bureta:
34,7 mL

¡IMPORTANTE!:

No es necesario llenar la bureta cada vez que se inicia una nueva valoración. Basta con anotar las medidas inicial y final y el volumen gastado se calcula restando estos dos valores.

2º VALORACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN PROBLEMA DE HCl

Una vez que tenemos el valor de la molaridad del **NaOH** de la bureta, vamos a utilizar esta misma disolución para valorar una disolución problema de **HCl** (la que se preparó en la práctica anterior y que tenemos guardada y etiquetada).

El procedimiento experimental es el mismo, salvo en el apartado b), en el que los **10 c.c.** deben ser de la disolución problema.

Una vez llegados al punto de equivalencia, determinaremos la molaridad real de la disolución problema de ácido, aplicando la fórmula explicada en el fundamento teórico de esta práctica.

Datos experimentales y cálculos:

$M_b =$

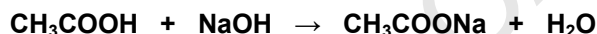
$V_b =$

$V_a =$

$M_a = ?$

3º CÁLCULO DE LA ACIDEZ DEL VINAGRE.

El vinagre es una mezcla de ácido acético y otros componentes minoritarios. Con el **NaOH** da la siguiente reacción:



El objetivo es calcular el porcentaje de ácido acético de un vinagre comercial.

- Se llena la bureta con disolución valorada de **NaOH**.
- Se vierten en el vaso **5 c.c.** de vinagre medidos exactamente con la pipeta. Se completa con agua hasta un volumen aproximado de **50 c.c.** y se echan dos gotas de fenolftaleína.
- Se procede a la valoración hasta observar el cambio de color (de incoloro a rosa). Se anota el volumen de **NaOH** gastado.
- Se calcula el porcentaje de ácido acético:

Sabiendo: que la masa molar de **HAc** es $M_{\text{HAc}} = 60 \text{ g mol}^{-1}$,
que la masa de la disolución de vinagre que hemos tomado es **5 g**,
y que el número de moles de **HAc** se calcula con la fórmula $n_{\text{HAc}} = M_B \cdot V_B$ (en litros)

$$\% \text{ de HAc} = \frac{m_{\text{HAc}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{n_{\text{HAc}} \cdot M_{\text{HAc}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{M_B \cdot V_B \cdot 60}{5} \cdot 100 = \quad \% \text{ de HAc}$$

Datos experimentales y cálculos:

$V_a =$

$V_b =$

$M_b =$

ADVERTENCIAS

- La pipeta no se puede introducir nunca en los frascos que contienen las disoluciones, porque si está sucia, se pueden contaminar con agua u otro producto. Primero se vierte una cantidad algo superior a la necesaria en un vaso de precipitados y desde allí se utiliza la pipeta. Lo que sobra en el vaso, tampoco se puede devolver al frasco. Las disoluciones ácidas y básicas sobrantes deben neutralizarse entre sí y ser vertidas por el fregadero dejando correr abundante agua.
- Si la bureta o pipeta están mojadas por estar recién aclaradas, debemos mojarlas antes con unos c.c. de disolución y tirar éstos. De esta forma, la bureta estará mojada con la disolución que vamos a utilizar y no se cometerán errores.
- Al acabar la práctica la bureta se dejará perfectamente aclarada. Para ello se llenará y vaciará con agua varias veces. La bureta se dejará en el soporte al revés y abierta.

CUESTIONES

1º. Completa y ajusta las siguientes reacciones de neutralización, y escribe para cada una la relación en el punto de equivalencia (como en el ejemplo):

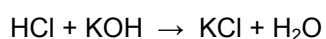
Ácido clorhídrico + Hidróxido de potasio →

Ácido sulfúrico + Hidróxido de aluminio →

Ácido carbónico + Hidróxido de sodio →

Ácido fosfórico + Hidróxido de calcio →

Ácido perclórico + Hidróxido de bario →



$$\frac{M_a \cdot V_a}{1} = \frac{M_b \cdot V_b}{1}$$

2º. Determina el pH del vinagre. $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. (Tomar como densidad la misma que la del agua)