|  |  |
| --- | --- |
| **UNIVERSIDAD NACIONAL DE CHIMBORAZO FACULTAD DE INGENIERIA** |  |
| **GUÍA DE PRÁCTICAS****PERIODO ACADÉMICO:** 2024-1S | **VERSIÓN:** 1 |
| **Página 1 de 2** |
| **CARRERA:**Ingeniería Ambiental | **DOCENTE:**Silvia H. Torres R. | **SEMESTRE:** Tercero**PARALELO:** A |
| **NOMBRE DE LA ASIGNATURA:**Química Analítica e Instrumental  | **CÓDIGO DE LA ASIGNATURA:**IAB230135 | **LABORATORIO:**Ciencias Químicas |
| **MODALIDAD:** Presencial |
| **Práctica No.:**3 | **Tema:**Aplicaciones de las titulaciones de neutralización ácido - base | **Duración (horas)**2 | **No. Grupos**1 | **No.****Estudiantes** 12 |
| **Objetivos de la Práctica:*** Aplicar los conocimientos teóricos adquiridos acerca de la teoría de neutralización ácido-base a la determinación de acidez en productos comerciales como vinagre y ácido acetilsalicílico en tabletas de aspirina.
 |
| **Equipos, Materiales e Insumos:*** Balanza analítica
* 2 matraces Erlenmeyer de 250 mL
* 1 matraz volumétrico de 100 mL
* 2 vasos de precipitados de 250 mL
* 1 espátula
* 1 bureta de 50 mL
* 1 pinza para bureta
* 1 pipeta volumétrica de 25 mL
* 1 pipeta Pasteur
* 1 embudo de vidrio
* 1 probeta de 100 mL
* 1 propipeta
* 1 varilla de agitación
* 1 soporte universal
* 1 piseta con agua destilada
* 1 parrilla con agitación magnética
* 1 barra magnética
* 1 pinzas de disección
* 1 picnómetro
* Gasa
* Disolución valorada de NaOH 0.1 M
* Disolución de fenolftaleína al 0.1% p/v
* Vinagre comercial (5% acido acético)
 |
| **Procedimiento:**Determinación de acidez de vinagre comercial 1. Medir 50 mL de vinagre comercial, péselos, colóquelos en un matraz volumétrico de 500 mL y diluir con agua destilada hasta la marca del aforo. Tapar el matraz y agitar cuidadosamente para homogeneizar la disolución. 2. Medir una alícuota de 25 mL de la disolución anterior con una pipeta volumétrica y depositarla en un matraz Erlenmeyer de 250 mL, adicionar 3 o 4 gotas de indicador de fenolftaleína. 3. Llenar la bureta con la disolución valorada de NaOH 0.1 M, cuidando que no se formen burbujas de aire. 4. Titular la disolución problema de vinagre, adicionar lentamente el hidróxido de sodio hasta que la disolución vire de incoloro a rosa. Anote el volumen de NaOH gastado para alcanzar la neutralización. Repetir la titulación por triplicado. 5. Calcule mediante el porcentaje de ácido acético en el vinagre comercial, teniendo en cuenta que la reacción que tiene lugar es la siguiente: CH3 COOH + OH ↔ CH3 COOH- + H2ODeterminación de la densidad del vinagre comercial Proceder a determinar la densidad aparente de la disolución de vinagre comercial como se indica en los siguientes pasos: 1. Pesar el picnómetro vacio y seco (P1). 2. Llenar el picnómetro con la disolución de vinagre comercial (5%) hasta el aforo (20mL). 3. Pesar nuevamente el picnómetro lleno con la disolución de vinagre comercial. Anote el peso (P2). 4. Pesar el picnómetro lleno con agua. Anotar el peso (Pa) 5. Determinar la densidad de la disolución de vinagre empleando la siguiente Ecuación 2.$$P=\frac{(P2-P1)}{(Pa-P1)}=\frac{g vinagre}{ml de vinagre}$$Donde: P1= densidad del picnómetro vacío P2= densidad del vinagre Pa= densidad del agua |
| **Resultados:**Acidez del vinagre comercial 1. Calcular la densidad aparente del vinagre comercial. 2. Calcular la concentración en porcentaje peso/peso del ácido acético en la muestra de vinagre. 3. Comparar sus resultados con los reportados en la literatura.  |
| **Anexos:** |
| **Referencias bibliográficas:**Jose, R., Elisa, V., Javier, I., & eat all, V. (2015). MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO QUÍMICA ANALÍTICA. |

 **Fecha de Revisión y Aprobación**: 8/04/2024.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  |  |  |
| **Firma Director de Carrera** |  | **Firma Docente** |
| **UNIVERSIDAD NACIONAL DE CHIMBORAZO FACULTAD DE INGENIERIA** |  |
| **GUÍA DE PRÁCTICAS****PERIODO ACADÉMICO:** 2024-1S | **VERSIÓN:** 1 |
| **Página 1 de 1** |
| **CARRERA:**Ingeniería Ambiental | **DOCENTE:**Silvia H. Torres R. | **SEMESTRE:** Tercero**PARALELO:** A |
| **NOMBRE DE LA ASIGNATURA:**Química Analítica e Instrumental  | **CÓDIGO DE LA ASIGNATURA:**IAB230135 | **LABORATORIO:**Ciencias Químicas |
| **MODALIDAD:**Presencial |
| **Práctica No.:**4 | **Tema:**Preparación de una curva de calibración | **Duración (horas)**2 | **No. Grupos**1 | **No.****Estudiantes** 12 |
| **Objetivos de la Práctica:*** Preparar una curva de calibración por medio de espectrofotómetro.
* Reconocer la utilidad de las curvas de calibración para calcular la concentración de una muestra.
 |
| **Equipos, Materiales e Insumos:** 4 balones de aforo de 50 mL1 balón de aforo de 250 mL1 vasos de precipitados de 250 mL1 vasos de precipitados de 500 mLEspátulaVidrio relojPisetaAgua destiladaDicromato de potasioEspectrofotómetro |
| **Procedimiento**1. Preparar 250 mL de una solución de KCr2O7 a una concentración de 250 ppm.
2. Mediante proceso de dilución preparar 4 soluciones de 50 mL a 25, 50, 75 y 100 ppm. (Puede tomar alicuotas de 5, 10, 15 y 20 mL y aforar cada una a 50 mL)
3. Lavar la celda del espectrofotómetro con agua destilada evitando tocar la superficie transparente. Tomarla por la parte rugosa.
4. Calibrar el espectrofotómetro a 342 nm.
5. Determinar el pico de absorbancancia máximo tomando la solución de concentración 50 ppm.
6. Medir en blanco de la celda con agua destilada
7. Medir las absorbancias de las 4 soluciones.
8. Construir la curva de calibración.
9. Medir la absorbancia de la muestra problema.
 |
| **Resultados:**Representar la curva de calibración de las absorbancias vs las concentraciones de las 4 soluciones. Calcular la concentración de la muestra problema mediante la ecuación de la curva de calibración.Graficar la concentración de la muestra problema en la curva de calibración |
| **Anexos:** |
| **Referencias bibliográficas:**Jose, R., Elisa, V., Javier, I., & eat all, V. (2015). MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO QUÍMICA ANALÍTICA .  |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  |  |  |
| **Firma Director de Carrera** |  | **Firma Docente** |

**Fecha de Revisión y Aprobación**: 8/04/2024.