



TRONCO COMÚN DIVISIONAL DE CIENCIAS BIOLÓGICAS Y DE LA SALUD

MODULO: ENERGÍA Y CONSUMO DE SUSTANCIAS FUNDAMENTALES

PRÁCTICA No. 1 TITULACIÓN DE SOLUCIONES

OBJETIVO:

- Conocer la técnica de titulación de soluciones.
- Valorar una solución titulante mediante un estándar primario.
- Desarrollar la capacidad analítica para preparar soluciones en el laboratorio.
- Validar el procedimiento desarrollado, tanto de manera individual como por equipo.

GENERALIDADES:

- Investigación bibliográfica sobre volumetría y unidades de concentración.

MATERIAL POR EQUIPO:

- 1 Probeta de 50 ml (para agua destilada)
- 2 Buretas
- 1 Soporte universal
- 2 Pinzas para bureta
- 3 Tubos de ensaye (16x150 mm)
- 4 Matraces Erlenmeyer de 250 ml
- 3 Vasos de precipitados de 100 ml
- 3 Pipetas de 1 ml
- 1 Perilla de hule
- 2 Embudos de tallo corto (1 de vidrio y 1 de plástico)
- 1 Pizeta

Nota: Verifica que el material esté perfectamente limpio y seco.

****REACTIVOS POR EQUIPO:**

- Papel indicador de pH.
- Agua destilada.
- Solución de Na_2CO_3 (carbonato de sodio) 0.1N (=0.05M) Estándar primario.
- Solución de HCl (ácido clorhídrico) 0.1N
- Solución de NaOH (hidróxido de sodio) 0.1N
- Solución de fenolftaleína al 0.1% en etanol.
- Solución de anaranjado de metilo al 0.1%

**** Material para solicitar en el interlaboratorio.**

LOS ALUMNOS TRAERÁN:

- 5 Limones (para extraerles el jugo).
- Vinagre (aproximadamente 10 ml).
- Masking tape y plumón de tinta indeleble.
- Un pedazo de gasa o de tela que se utilizará como colador.
- Jabón y franela.

Nota: Antes de iniciar la titulación de las soluciones revisar que las buretas estén limpias y que la llave de paso funcione adecuadamente, para comprobar esto, llena la bureta con agua y observa que no gotee en el extremo inferior de la misma, ni por la llave. Si gotea, consulta al responsable de la práctica o al laboratorista.

PARTE EXPERIMENTAL

VALORACIÓN DE SOLUCIONES POR TITULACIÓN

1. VALORACIÓN DE SOLUCIÓN DE ÁCIDO CLORHÍDRICO (HCl):

1.1. Sujeta la bureta al soporte universal (es importante que quede bien alineada con la vertical, ver Figura 1). Vierte con ayuda del embudo de vidrio la solución de HCl, hasta que el menisco de la solución quede asentado sobre la línea de lectura. Coloca una hoja blanca en la base del soporte universal para hacer más notorio el vire (cambio de color).

1.2. Mide con cuidado 2 muestras de 10 ml de la solución de carbonato de sodio 0.1 M y coloca cada una de ellas en su respectivo matraz Erlenmeyer. A un matraz Erlenmeyer adiciona 3 gotas de fenolftaleína y al otro matraz adiciona 3 gotas de anaranjado de metilo. Mezcla cuidadosamente agitando cada matraz. Determina el pH inicial de la solución introduciendo una varilla de vidrio perfectamente limpia a la solución, a fin de tomar una gotita de ésta para

posteriormente colocarla sobre el papel indicador de pH. Anota el resultado, es conveniente hacer cada titulación y lectura correspondiente por duplicado.

1.3. Inicia la titulación añadiendo cuidadosamente la solución de HCl a cada matraz con solución de carbonato de sodio. Agita cuidadosamente el matraz con cada adición y observa el cambio de color que tiene lugar en el punto de equivalencia.

Con fenolftaleína: de rosa a incoloro.

Con anaranjado de metilo: de amarillo a rojo.

1.4. Anota el volumen de solución de ácido clorhídrico gastado al finalizar cada titulación, estos datos son necesarios para calcular la normalidad de la solución. Mediante el uso de papel indicador verifica el valor del pH al finalizar cada titulación. Haz uso de la varilla de vidrio, tal como se recomienda en el paso 1.2.

2. VALORACIÓN DE SOLUCIÓN DE HIDRÓXIDO DE SODIO (NaOH):

2.1. Llena la bureta con la solución de NaOH hasta ajustar el menisco de la solución al volumen de la bureta.

2.2. Coloca cuidadosamente en un matraz Erlenmeyer 10 ml de HCl y adiciona 2 ó 3 gotas de fenolftaleína. Agita cuidadosamente y comienza a titular gota a gota con la solución de NaOH hasta el vire del indicador de incoloro a rosa. Haz un duplicado de esta titulación y anota el resultado del volumen utilizado. La diferencia entre ambas titulaciones no debe variar en más de 0.1 ml. Con este resultado puedes calcular la normalidad exacta del NaOH, ya que se valoró también en forma exacta la concentración del HCl a partir de un estándar primario: Na_2CO_3 .

3. TITULACION DEL VINAGRE BLANCO:

3.1 Llena la bureta con solución de NaOH 0.1 N, hasta ajustar el menisco de la solución a un volumen de 25 ml.

3.2 Prepara 10 ml de una solución 1:10 de vinagre midiendo 1 ml de vinagre más 9 ml de agua destilada.

3.3 En un matraz Erlenmeyer o vaso de precipitados vierte 3 ml de la solución preparada en el paso anterior y añade 27 ml de agua destilada. ¿Cuál es la dilución de la solución? Determina el pH inicial de esta solución con papel indicador.

3.4 Mide dos muestras de 10 ml de la solución preparada según se indicó en el párrafo anterior y viértelas en su respectivo matraz Erlenmeyer y añade dos gotas de fenolftaleína. Inicia la valoración de una de las muestras añadiendo la solución de NaOH gota a gota hasta observar el vire. Al concluir la valoración mide el pH final con tira de papel indicador. Anota el volumen de NaOH consumido.

3.5 Procede a titular la segunda muestra según se describió en el punto anterior.

Al concluir la titulación determina el pH final con el papel indicador y anota el volumen de solución de NaOH 0.1 N consumido.

4. VALORACIÓN DEL JUGO DE LIMÓN:

4.1. Vierte la solución de NaOH 0.1 N dentro de la bureta y ajusta el volumen a 25 ml.

4.2. Prepara una solución 1:10 de jugo de limón mezclado 1 ml de la muestra y 9 ml de agua destilada.

Nota: El jugo de limón debe estar filtrado con ayuda de la gasa o tela que trajeron.

4.3. En un matraz Erlenmeyer vierte 3 ml de la solución anterior y añade 27 ml de agua destilada. ¿Cuál es la dilución final de esta solución? Determina el pH inicial con el papel indicador.

4.4. Mide 10 ml de la dilución anterior y viértelos en un matraz Erlenmeyer. Añade dos gotas de fenolftaleína. Inicia la titulación con la solución de NaOH 0.1 N como se indicó en el punto

4.4. Mide el pH final con el papel indicador.

4.5. Anota el volumen de la solución de NaOH 0.1 N consumido en tu muestra.

4.6. Procede a titular esta muestra por duplicado empleando un volumen de 10 ml de la solución de jugo de limón, sigue los pasos 4 y 5 descritos anteriormente para titular esta muestra.

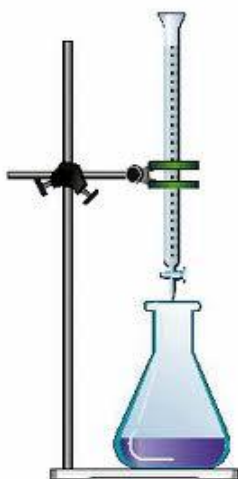


Figura 1. Equipo para la valoración de soluciones por titulación.

5. INDICACIONES:

5.1. En la Tabla 1 anota los datos que se te piden y que son necesarios para determinar la normalidad de tus soluciones.

Muestra problema	Volumen (ml)	Dilución	V HCl gastado (ml)	V NaOH gastado (ml)
1) Na ₂ CO ₃ -fenolftaleína	10.0			
2) Na ₂ CO ₃ -anaranjado de metilo	10.0			
3) Dilución de vinagre	10.0	1:100		
4) Dilución de jugo de limón	10.0	1:100		

Tabla 1| Resultados.

$$N_p = \frac{N_v \cdot V_v}{V_p}$$

N_p = Normalidad de la solución problema

N_v = Normalidad de la solución valorada

V_v = Volumen empleado en la solución

V_p = Volumen empleado en la solución valorada

6. CUESTIONARIO:

6.1. ¿Cuál es la normalidad real de la solución de HCl y de la solución de NaOH?

6.2. Define los siguientes conceptos: (a) mol; (b) peso equivalente.

6.3. Define los siguientes términos: (a) molaridad; (b) normalidad; (c) molalidad.

6.4. ¿Qué significado tienen las expresiones siguientes?

- % peso/volumen
- % volumen/volumen
- Relación peso/volumen
- Relación volumen/volumen

6.5. ¿Cómo se preparan las siguientes soluciones?

- 75 ml de cloruro de sodio al 0.85%
- 80 ml de sulfato de cobre (CuSO₄)
- 75 ml de carbonato de sodio (Na₂CO₃) al 2%
- 95 ml de tartrato de sodio y potasio al 1%

e) 25 ml de albúmina al 1% preparada en solución salina isotónica (NaCl).

6.6. ¿Cuántos gramos de NaOH se necesitan pesar para preparar 80 ml de una solución 0.05 N?

6.7. a) ¿Cómo se preparan 125 ml de una solución 0.05 N de H_2SO_4 ?, con los siguientes datos: Peso específico = 1.84; pureza = 98%.

b) A partir de la solución anterior, ¿cómo se pueden preparar 75 ml de solución 0.03 N.

6.8. ¿Cuál es la reacción química balanceada que se lleva a cabo cuando ocurre la neutralización entre un ácido fuerte (HCl) y una base fuerte (NaOH)? ¿Qué pH se espera al llegar a este punto?

6.9. Calcula cuál es la concentración porcentual de una solución 0.05 M de cloruro de sodio.

6.10. Calcula la normalidad de una solución 0.06 M de carbonato de sodio.

6.11. Calcula los gramos de hidróxido de sodio necesarios para preparar 350 ml de una solución 0.1 N.

6.12. ¿Por qué razón se emplea solución de fenolftaleína en la titulación de las soluciones de esta práctica?

6.13. ¿A qué se le llama punto de equivalencia en una titulación ácido-base?

7. BIBLIOGRAFÍA:

7.1. Bermejo M.F. y Bermejo B.A. (1981). Los cálculos numéricos en la química analítica. Asociación Nacional de Químicos de España. Madrid. 414 pp.

7.2. Guiteras J., Rubio R. y Fonrodona G. (2003). Curso experimental en química analítica. Síntesis. España. 271 pp.

7.3. Skoog D.A., West D.M., Holler F.J. y Crouch S.R. (2001). Química analítica. McGraw-Hill. México. 795 pp.

7.4. Verde D.J.R., Escamilla H.M. de L., Reyes D.A. y Malpica S.F. (1999). Manual de prácticas de química analítica II. UAM-I. México. 126 pp.