

1 Título de la práctica de laboratorio: VALORACIONES ÁCIDO-BASE

2 OBJETIVOS

Generales:

- Fortalecer el aprendizaje de los conceptos estequiométricos aplicados a las disoluciones y la técnica de valoraciones (titulaciones) ácido-base, identificando las reacciones neutralización.

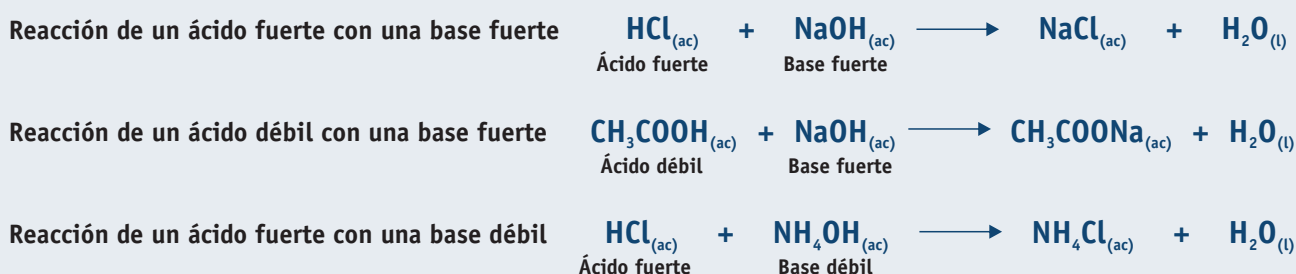
Específicos:

- Calcular en función de los datos de valoración volumétrica y potenciométrica, la concentración de ácido en disoluciones.
- Adquirir habilidades en el manejo de material volumétrico (buretas, pipetas y probetas) y potenciométrico (pH- metro) para realizar valoraciones con el fin de mejorar el trabajo en el laboratorio.
- Realizar el trabajo de laboratorio de manera limpia y sistematizada para la obtención de resultados confiables y verídicos que permitan reportar los datos con responsabilidad, honestidad y seguridad.

3 REFERENTES CONCEPTUALES

Reacciones Ácido- base

Las reacciones ácido-base son reacciones de neutralización entre los iones, que se producen al estar en contacto un ácido con una base obteniéndose una sal y agua. La valoración ácido-base tiene su fundamento en el cambio brusco de concentración de los iones hidronios H_3O^+ , y por tanto del pH, que se produce en el punto final de la reacción de neutralización. El punto final se reconoce por el cambio de color que experimenta el indicador añadido a la solución.¹



Valoraciones Químicas

Las cantidades de reactivos y productos de una reacción, son investigados en los laboratorios gravimétricamente por pesadas y volumétricamente por titulación. La volumetría, también llamada valoración química, es un método químico para medir cuánta cantidad de una disolución se necesita para reaccionar con otra disolución de concentración y volumen conocidos. Para ello se va añadiendo gota a gota la disolución desconocida o “problema” a la otra disolución estandarizada desde la bureta, hasta que la reacción finaliza (Figura 1). Según el tipo de reacción que se produzca, la volumetría será, por ejemplo, volumetría ácido-base, de oxidación-reducción o de precipitación.²

Esta operación se reduce a averiguar qué cantidad de ácido de concentración conocida es necesario para neutralizar una cantidad fija de base de concentración desconocida.



El final de la reacción suele determinarse a partir del cambio de color de un indicador. Estos por lo general son ácidos orgánicos o bases débiles que cambian de color al pasar de un medio ácido a uno básico. Sin embargo, no todos los indicadores cambian de color al mismo pH. La selección del indicador para una determinada valoración depende del pH en el que se presente el punto de equivalencia (el punto en el que el número de moles de iones OH^- añadidos a una disolución es igual al número de moles de iones H^+ presentes inicialmente).³

La valoración ácido-base también puede ser potenciométrica (Figura 2). El fundamento de la técnica radica en el potencial eléctrico que se genera por el desequilibrio de carga a través de cualquier material. Se utiliza un electrodo de vidrio en el que la concentración de protones (iones H^+) es constante (electrodo de referencia), y la concentración exterior está determinada por la concentración, o actividad, de los protones en la solución del analito. Esta diferencia de concentración produce la diferencia de potencial que medimos con un pH metro.⁴

El punto de equivalencia se localiza por observación de las variaciones de potencial medido. La determinación potenciométrica del punto final se puede aplicar a todos los tipos de reacciones volumétricas. Es utilizada con mayor frecuencia con disoluciones coloreadas u opacas en las que es imposible apreciar el viraje de los indicadores. Es menos subjetiva que la determinación del punto final con indicadores de viraje, y por lo tanto es intrínsecamente más exacta.⁵

Para hallar la concentración de la muestra por el método potenciométrico se construye una curva de titulación graficando los valores de pH observados contra el volumen acumulativo (mL) de la solución titulante empleada (figura 3). La curva obtenida debe mostrar uno o más puntos de inflexión (punto de inflexión es aquel en el cual la pendiente de la curva cambia de signo).

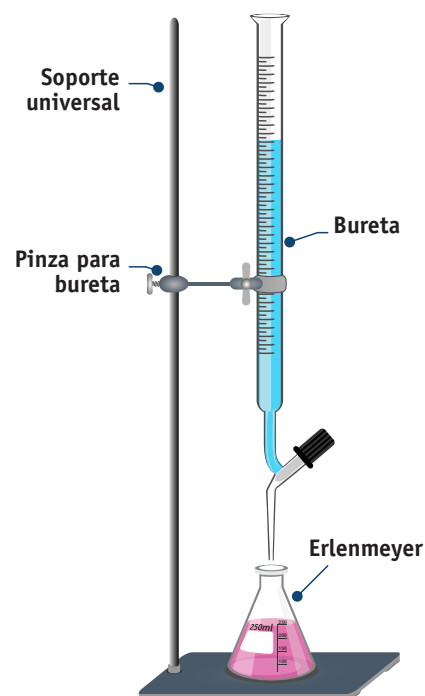


Figura 1: Montaje para titulación

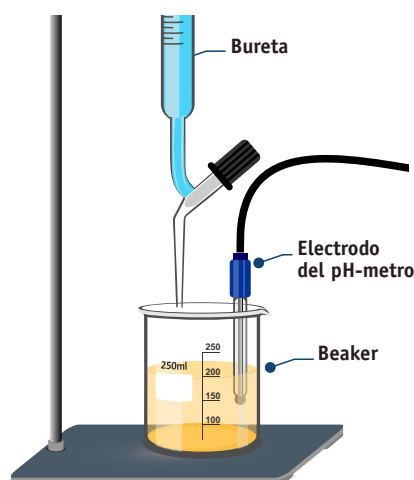


Figura 2: Método de titulación potenciométrica

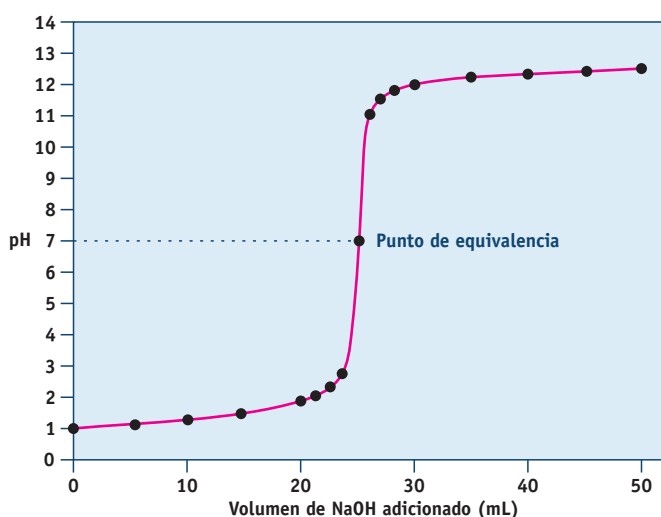


Figura 3: Curva característica de una titulación de un ácido fuerte con una base fuerte

La valoración de un ácido fuerte con una base fuerte se caracteriza por tres etapas importantes:⁶

- Los iones hidronios están en mayor cantidad que los iones hidróxidos antes del punto de equivalencia.
- Los iones hidronios e hidróxidos están presentes en concentraciones iguales, en el punto de equivalencia.
- Los iones hidróxidos están en exceso, después del punto de equivalencia.



4 MATERIALES, EQUIPOS Y REACTIVOS

Materiales y equipos

- | | |
|------------------------------|-----------------------------|
| 1. Soporte universal. | 2. Beaker de 100 mL. |
| 1. Pinza para Bureta. | 1. Frasco lavador. |
| 1. Bureta graduada de 25 mL. | 1. Balón aforado de 100 mL. |
| 3. Erlenmeyer de 100 mL. | 1. pH-metro. |
| 3. Pipeta aforada de 10 mL. | |
| 3. Pipeteador. | |

Reactivos

30 mL HNO_3 0,100 N (Muestra problema).
150 mL NaOH 0,100 N (Disolución patrón).
50 mL Vinagre.
Fenolftaleína.

Materiales que debe traer el estudiante

- Elementos de bioseguridad (Bata, guantes de nitrilo, monogafas).
- Toallas absorbentes.
- Calculadora y marcador Sharpie.
- 50 mL de Vinagre.

5 PROCEDIMIENTO

1. Titulación Volumétrica de una disolución de HNO_3

- Mida con la pipeta aforada, previamente purgada, 10 mL de la disolución de HNO_3 de concentración desconocida y transfíralos cuantitativamente al erlenmeyer.
- Agregue 3 gotas del indicador fenolftaleína.
- Realice el montaje de la bureta previamente lavada y purgada con NaOH 0,1 N (disolución estandarizada) (Figura 1).
- Inicie la adición de base gota a gota agitando cada vez, hasta que la disolución incolora adquiera una coloración rosa rojiza permanente (punto final). **NOTA:** Maneje la llave de la bureta con la mano izquierda y con la derecha agite cuidadosamente el erlenmeyer.
- Registre el volumen de base gastado en esta titulación.
- Calcule la concentración de la disolución de HNO_3 .

2. Titulación Potenciométrica de una disolución de HNO_3

- Mida con la pipeta aforada, previamente purgada, 10 mL de la disolución de HNO_3 de concentración desconocida y transfíralos cuantitativamente al erlenmeyer.
- Sumergir un electrodo medidor de pH (tomar dato de pH inicial).
- Realice el montaje de la bureta previamente lavada y purgada con NaOH 0,1 N (disolución estandarizada) (Figura 2).
- Deje caer poco a poco en volúmenes de 1,0 mL, el valorante de la bureta (NaOH) sobre la disolución del erlenmeyer (ácido) agitando a cada adición de NaOH .
- Registre el volumen de base gastado en esta titulación.
- Después de la adición de cada mililitro registre el valor de pH.
- Adicionar NaOH hasta que se presente un cambio brusco en el pH y continuar adicionando hasta que el valor de pH permanezca casi constante.
- Calcule la concentración de la disolución de HNO_3 utilizando la gráfica.

3. Titulación Volumétrica y Potenciométrica de Vinagre

- Tomar 10 mL de la muestra de vinagre y llevarlos a un balón aforado de 100 mL.
- Adicione agua destilada hasta la marca del aforo.
- Repetir el mismo procedimiento que se llevó a cabo para la titulación volumétrica y potenciométrica del HNO_3 . (Ver procedimiento 1 y 2).



6 Preguntas de profundización

Para entregar resueltas en el pre-informe

1. Describa el procedimiento para hacer uso adecuado de la bureta y las técnicas recomendadas para su manipulación.
2. Realice los cálculos para determinar:
 - a) ¿Qué volumen de HNO_3 0,2 N se necesitará para neutralizar 20 mL de NaOH 0,5 M?
 - b) El volumen de una disolución de KOH 0,5 M necesario para neutralizar 250 mL de una disolución de H_2SO_4 1 M.
 - c) Calcular el volumen de una disolución de HCl 1 N necesario para neutralizar 300 mL de una disolución de Ca(OH)_2 0,7 N.
3. Realice una consulta sobre los distintos tipos de indicadores utilizados en volumetría y de que depende la elección de los mismos.
4. ¿Que es una curva de titulación? Dar ejemplo de sus aplicaciones.
5. ¿Cómo se determina el punto de equivalencia a partir de la curva de valoración?
6. Describa brevemente el funcionamiento del potenciómetro y el electrodo de vidrio.
7. Señale las fuentes de errores que se cometen en la medición de pH con un electrodo de vidrio.

Para entregar en el informe

1. Realice los cálculos necesarios para determinar la concentración de la solución de HNO_3 y del CH_3COOH en el vinagre a partir del volumen gastado en cada titulación volumétrica.
2. Realice la gráficas de titulación pH vs. mL de base adicionado para cada una de las titulaciones potenciométricas llevadas a cabo.
3. A partir de las gráficas de titulación determinar la concentración de la solución de HNO_3 y del CH_3COOH en el vinagre.
4. Escriba y balancea las siguientes reacciones:
 - a) Neutralización del ácido nítrico con hidróxido de potasio.
 - b) Neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de calcio.
 - c) Neutralización del ácido nítrico con hidróxido de plata.
 - d) Neutralización del ácido sulfúrico con hidróxido de calcio.
5. Usando el procedimiento visto, cómo podría calcular la concentración de ácido cítrico de la naranja o del limón. Demuestre los cálculos estequiométricos necesarios.
6. ¿Qué es una solución estándar? ¿Para qué se usa?
7. Cómo cambiarían las gráficas de titulación ácido-base para el caso en que se titulara H_2SO_4 con NaOH ? Explique el porqué de las diferencias. Consulte la gráfica del proceso.



7 BIBLIOGRAFÍA

1. Petrucci R., Harwood W. Química General principios y aplicaciones modernas Ed. Pearson educación, 1999. p. 469-504.
2. Rodríguez P. Práctica 5 Valoración ácido-base. Química General. Laboratorio de Química General- UNESUR. Accesible en URL: <http://puraquimica.files.wordpress.com/2011/07/prc3a1tica-5-titulaciones-c3a1cido-base.pdf>. Consultada el 15 de Enero de 2015.
3. Semprúm JM. Manual de prácticas de Química General. Universidad Nacional Experimental Sur del Lago. Programa de Ingeniería de alimentos. Santa Bárbara de Zulía, Abril 2010. Accesible en URL: <http://davidmejiasquimica.files.wordpress.com/2010/05/prac-quim-gen.pdf>. Consultada el 15 de Enero de 2015.
4. Potentiometry. Lecture 7. Accesible en URL: <http://memo.cgu.edu.tw/hsiu-po/Analytical%20Chem/Lecture%207.pdf>. Consultada el 15 de Enero de 2015.
5. Skoog Douglas A., West Donald M. y Holler F. James; Química Analítica; Editorial McGraw-Hill/Interamericana de México, s.a de C.V.; 8 ed; México; 2004. p. 354-357
6. Chang, R. (2006). Principios esenciales de química general, Raymond Chang.