

1 **Título práctica de laboratorio:**
ESTANDARIZACIÓN DE DISOLUCIONES Y VALORACIONES

Integrantes:	● _____	Código:	● _____
	● _____		● _____
	● _____		● _____
	● _____		● _____

2 **OBJETIVOS**

Generales:

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

Específicos:

- Preparar una disolución de NaOH de una concentración específica basandose en cálculos realizados previamente y a partir del reactivo sólido.
- Determinar la concentración de una disolución a partir de otra de concentración conocida mediante valoraciones ácido-base.
- Realizar el trabajo de laboratorio de manera ordenada y sistematizada para obtención de resultados confiables y verídicos que permitan reportar los mismos con completa responsabilidad, honestidad y seguridad.

3 **REFERENTES CONCEPTUALES**

La materia es todo lo que ocupa espacio y tiene masa, esta se clasifica en sustancias y mezclas. Una sustancia es una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintivas, una mezcla es una combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades.¹

Las mezclas pueden ser homogéneas en la que la composición de la mezcla es uniforme (también llamadas disoluciones o soluciones conformadas por soluto(s) y solvente(s), ver tabla 1) y heterogéneas porque su composición no es uniforme.²

Tabla 1: Tipo de disoluciones.³

Componente 1	Componente 2	Estado de la disolución resultante	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Agua gaseosa (CO ₂ en agua)
Gas	Sólido	Sólido	H ₂ en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Latón (Cu/Zn), soldadura (Sn/Pb)

Una propiedad que se tiene en cuenta en la preparación de las disoluciones es la **solubilidad** que es la cantidad máxima de soluto que puede contener una determinada cantidad de solvente en ciertas condiciones de presión y temperatura. En términos operativos la relación entre soluto y solvente se denomina **concentración** y puede ser expresada en términos cualitativos y cuantitativos. En la tabla 2, podemos ver las formas más comunes de expresar la concentración de una disolución.

Tabla 2: Concentración de las disoluciones.²

En términos cualitativos		
Disolución diluida: Describe una disolución que contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto, en comparación con la solubilidad de dicha sustancia.		
Disolución concentrada: Son aquellas disoluciones donde la cantidad de soluto es grande, con respecto al volumen total de la disolución.		
Disoluciones insaturadas: Tienen menos soluto disuelto que el que pudiera contener.		
Disoluciones saturadas: Contiene la máxima cantidad de soluto que se puede disolver a una presión y temperatura determinadas, no es posible disolver más soluto.		
Disoluciones sobresaturadas: Tiene un exceso de soluto disuelto a una determinada presión y temperatura. Esta disolución permanecerá sobresaturada mientras no se perturbe, ya que al golpear suavemente el recipiente el exceso de soluto precipitará, por lo tanto, estas disoluciones son muy inestables.		
En términos cuantitativos		
Unidades de concentración físicas		
<p>Porcentaje masa/masa</p> $\% \text{ m/m} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de disolución}} \times 100$	<p>Porcentaje masa/volumen</p> $\% \text{ m/v} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{mL de disolución}} \times 100$	<p>Porcentaje volumen/volumen</p> $\% \text{ v/v} = \frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de disolución}} \times 100$
<p>Partes por millón</p> $\text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{L de disolución}} = \frac{\mu\text{g de soluto}}{\text{L de disolución}}$		
Unidades de concentración químicas		
<p>Molaridad</p> $M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L de disolución}}$	<p>Molalidad</p> $m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$	<p>Normalidad</p> $N = \frac{\text{eq-g de soluto}}{\text{L de disolución}}$
<p>Fracción molar</p> $X_{\text{soluto}} = \frac{n \text{ soluto}}{n \text{ soluto} + n \text{ solvente}} \quad X_{\text{solvente}} = \frac{n \text{ solvente}}{n \text{ soluto} + n \text{ solvente}}$		

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.⁴ 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. En este caso el proceso se llama alcalimetría. En el caso inverso, o sea, hallar la concentración del ácido, se denomina acidimetría.

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 titulación 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).⁵

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.⁶

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.

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.⁵

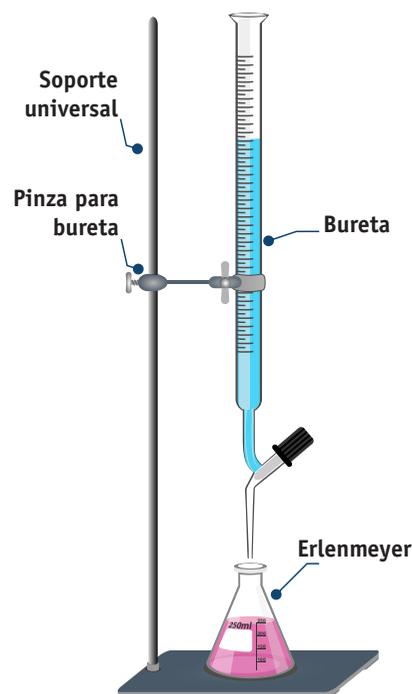


Figura 1: Montaje para titulación

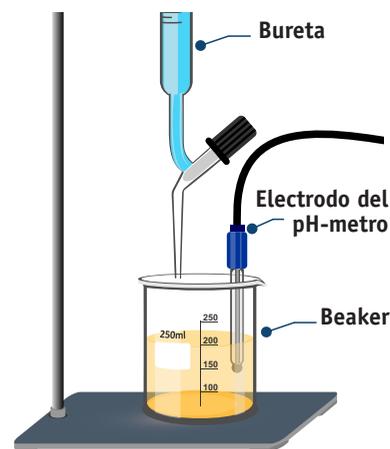
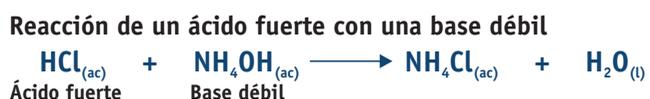


Figura 2: Método de titulación potenciométrica



5 MATERIALES, EQUIPOS Y REACTIVOS

Materiales y equipos

- 2. Beaker de 150 mL.
- 2. Erlenmeyer de 100 mL.
- 2. Microespátula.
- 1. Agitador de Vidrio.
- 1. Balón aforado de 100 mL.
- 2. Vidrio de reloj.
- 1. Pipeta aforada de 5 mL.
- 1. Pipeta aforada de 10 mL.

- 2. Pipeteador.
- 2. Pipeta Pasteur.
- 1. Bureta de 25 mL.
- 1. Pinza para bureta.
- 1. Soporte universal.
- 1. Balanza digital.
- 1. Balanza analítica.

Reactivos

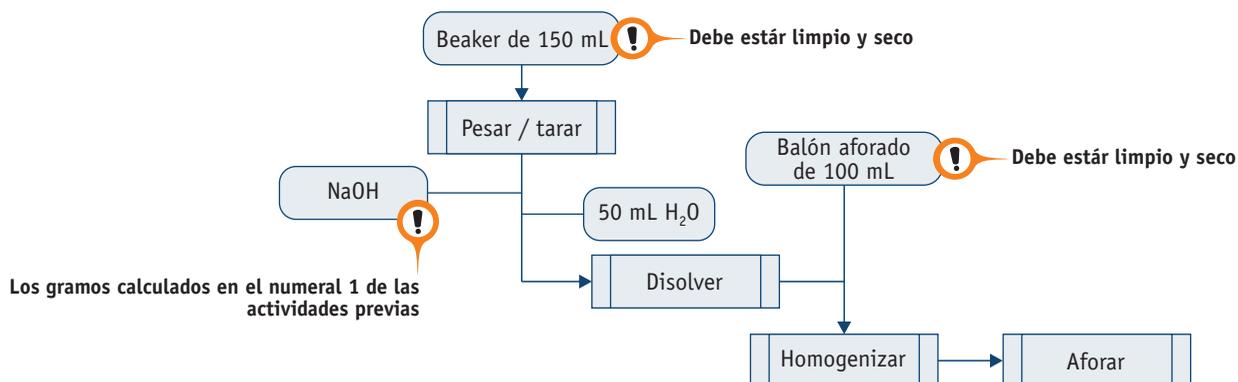
- 0,5 g NaOH.
- 0,3 g Biftalato de potasio.
- 20 mL HNO_3 0,1 M.
- 200 mL agua destilada.
- Fenolftaleína.

Materiales que debe traer el estudiante

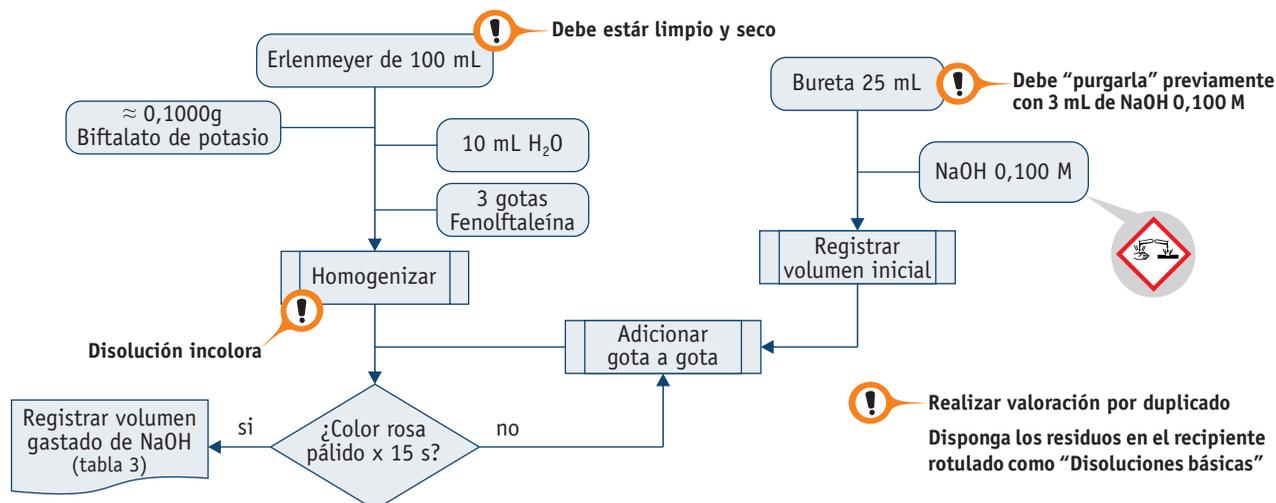
- Elementos de bioseguridad (Bata, guantes de nitrilo, monogafas).
- Toallas absorbentes.
- Calculadora y tabla periódica.
- 1 Sharpie.

6 PROCEDIMIENTO

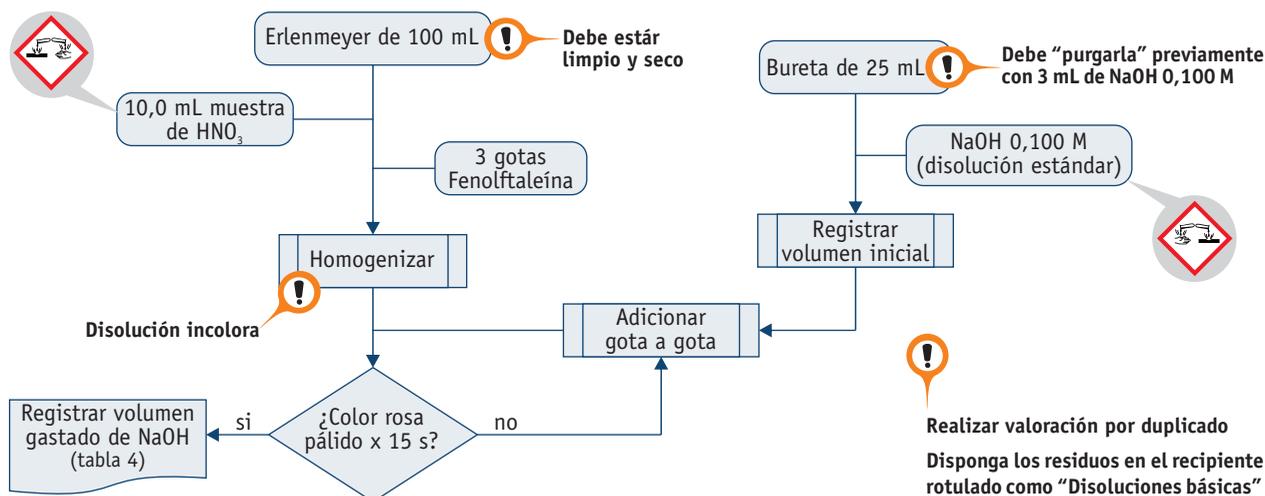
1. Preparación de 100,0 mL de una disolución de NaOH 0,100 M a partir del reactivo sólido



2. Estandarización de la disolución de NaOH



1. Valoración de una disolución de HNO_3 con una disolución de NaOH



7 BIBLIOGRAFÍA

1. McMurry E. J., Fay C. R., *Química general*; 4ta edición, Ed. Pearson and Prentice Hall, 2009. p. 399-438
2. Petrucci R., Harwood W. *Química General principios y aplicaciones modernas*, Ed. Pearson edición, 1999. p. 469-504.
3. Chang R., *Química*; 10ma edición, McGraw-Hill p. 514-515.
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.
4. Semprúm J. *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.
5. 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.
6. Skoog D., West D., y Holler F.; *Química analítica*; Editorial McGRAW-HILL/INTERAMERICANA DE MEXICO, S.A de C.V.; Octa edición; Mexico; 2004. p. 354-357.



INFORME DE LABORATORIO

Integrantes: _____

Código: _____

1. Complete la **tabla 3** con los resultados de la estandarización de la disolución de NaOH. [0,2/5,0]

Tabla 3: Resultados estandarización de la disolución de NaOH

Biftalato de potasio utilizado (g)			NaOH utilizado (mL)		
Ensayo 1	Ensayo 2	Promedio	Ensayo 1	Ensayo 2	Promedio

2. Complete y balancee la ecuación de la reacción entre el biftalato de potasio y el NaOH. [0,2/5,0]



3. Calcule la molaridad (M) del NaOH estandarizado. [1,0/5,0]

--	--

4. Complete la **tabla 4** con los resultados de la **Valoración de una disolución de HNO₃ con NaOH**. [0,2/5,0]

Tabla 4: Resultados estandarización de la disolución de NaOH

HNO ₃ valorado (mL)			NaOH utilizado (mL)		
Ensayo 1	Ensayo 2	Promedio	Ensayo 1	Ensayo 2	Promedio

5. Complete y balancee la ecuación de la reacción entre el HNO₃ y el NaOH. [0,2/5,0]



6. Calcule la molaridad (M) del HNO₃ valorado. [1,0/5,0]

--	--

