

Práctica 6

Reacciones de neutralización ácido-base

Objetivo general

Realizar una reacción de neutralización aplicando los conceptos de ácido y base.

Objetivos específicos

- Determinar el carácter ácido, básico o neutro de sustancias comerciales utilizando papel pH, indicadores y potenciómetro.
- Realizar una titulación ácido base e identificar los productos de la reacción.
- Calcular la concentración de una solución a partir de una titulación.
- Calcular la concentración de iones H^+ y OH^- a partir de los valores de pH obtenidos experimentalmente.

Introducción

En el agua pura, por cada molécula disociada existe un catión H^+ (ion hidrógeno) y un anión OH^- (ion hidroxilo), razón por la cual se denomina “neutra”, en tanto los ácidos, al disolverse en agua, aumenta la concentración de los H^+ , mientras que las bases, disminuyen la concentración de H^+ o bien, liberan OH^- . El resultado es la formación de soluciones ácidas o básicas respectivamente.

Producto iónico del agua

La ionización del agua a $25^\circ C$ produce una concentración de iones H^+ igual a 1×10^{-7} mol/L y de los iones OH^- igual a, 1×10^{-7} mol/L.

Al multiplicar la concentración de los iones de hidrógeno e hidroxilo en el agua, se obtiene una constante que expresa el grado de disociación de las moléculas de agua (en condiciones estándar: 1 atm de presión y $25^\circ C$)

Se emplea, [] para indicar que la concentración se expresa en moles por litro.

Con la finalidad de expresar la constante de disociación en forma lineal, se emplean logaritmos y la ecuación queda como:

Donde pK_w es el producto de disociación del agua.

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a sls.uam.azc@gmail.com

La forma común de expresar una medida del grado o carácter ácido o básico de una solución acuosa, es en términos de pH, que de acuerdo con Sorensen se define como: $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$, finalmente donde $[\text{H}^+]$ es:

De aquí deriva la *escala pH*, la cual comienza en cero y termina en un valor máximo de 14, delimitándose dos regiones: la ácida (entre cero y 6.9999) y la básica (entre 7.0001 y 14), siendo el valor 7.0000 el centro de la escala y por lo tanto el valor que presentan los compuestos neutros.

La Figura 1 muestra la escala de pH ejemplificada con sustancias empleadas cotidianamente.

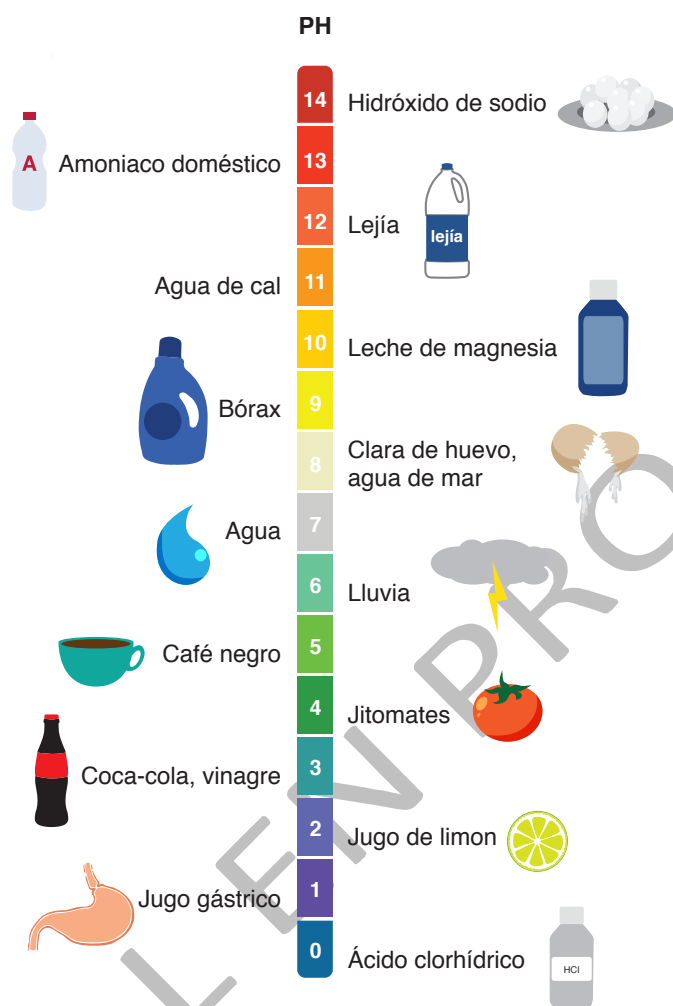


Figura 1. Escala de pH y ejemplos del pH de algunas sustancias. Diseño: Keniia Chan

Ejemplo: los valores de pH de muestras de limón y de vinagre son muy parecidos: 2.2 y 2.5 respectivamente. Calcular las concentraciones $[H^+]$ y $[OH^-]$ de ambas soluciones y compararlas entre sí.

Jugo de limón, pH=2.2

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.2} = 6.3 \times 10^{-3} M$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-11.8} = 1.58 \times 10^{-12} M$$

$$[H^+] [OH^-] = (6.3 \times 10^{-3}) (1.58 \times 10^{-12}) M$$

Vinagre, pH=2.5

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.5} = 3.16 \times 10^{-3} M$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-11.5} = 3.16 \times 10^{-12} M$$

$$[H^+] [OH^-] = (3.16 \times 10^{-3}) (3.16 \times 10^{-12}) M$$

$$= 9.95 \times 10^{-15} \text{ M} = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

$$= 9.98 \times 10^{-15} \text{ M} = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

Se observa que la muestra de jugo de limón presenta el doble de concentración de $[\text{H}^+]$ en comparación con la del vinagre, aunque sus valores de pH son parecidos.

Indicadores

Los *indicadores ácido-base*, son sustancias que reflejan un color dependiendo del pH que presente el medio en que se encuentren.

Se emplean para:

- Identificar el valor pH de alguna sustancia
- Para señalar el punto de equivalencia o de equilibrio en una reacción de neutralización.

Por ejemplo, si agregamos fenolftaleína a una solución básica, ésta adquiere una coloración rosa mexicano y al neutralizarla con un ácido la solución queda incolora. Y si agregamos el naranja de metilo a una solución ácida, esta presentará una coloración roja y al neutralizarla con una base cambiará a color amarillo. Por lo que resulta una forma práctica para identificar si una sustancia tiene carácter ácido, básico o neutro.

La Tabla 1 muestra el intervalo de cambio de color (vire) de algunos indicadores utilizados en soluciones ácidas y básicas.

Tabla 1. Intervalo de pH para el cambio de color de algunos indicadores comunes.								
Indicador	Intervalo de pH para el cambio de color							
	0	2	4	6	8	10	12	14
Violeta de metilo	Amarillo		Violeta					
Azul de timol	Rojo		Amarillo				Azul	
Naranja de metilo		Rojo		Amarillo				
Rojo de metilo			Rojo		Amarillo			
Azul de bromotimol				Amarillo		Azul		
Fenolftaleína					Incoloro		Rosa	
Amarillo alizarina R.						Amarillo		Rojo

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a sls.uam.azc@gmail.com

Soluciones amortiguadoras

La concentración de iones libres de hidrógeno en una solución variará si ésta se diluye o se concentra, por ejemplo: una solución con pH inicial de 2.2 al ser diluida con agua mostrará un incremento en su valor pH, y podría terminar en un hipotético pH igual a 6.0, lo contrario sucederá si concentramos la solución. Son conocidas como *soluciones amortiguadoras* o *soluciones buffer*, aquellas que pueden mantener un valor de pH constante, aunque sufran pequeñas variaciones en la concentración, lo que les permite ser muy útiles para calibrar instrumentos de medición de pH.

Medición de pH

El pH de una sustancia puede ser determinado con distintos grados de precisión.

-Cuando se emplea *papel tornasol*, solo podemos identificar cuando una sustancia es ácida o básica, un color rosa indica que el compuesto se encuentra dentro del rango de la región ácida (entre 0 y 6.9999), mientras que un color azul indica que el compuesto se ubica en algún punto de la escala básica (entre 7.0001 y 14).

-Las *tiras de papel pH* contienen varios cuadros, cada uno conteniendo un indicador, las cuales al ponerse en contacto con otras sustancias modifican su color en función del pH del medio, éstas tiras se comparan con una escala impresa de valores pH, teniéndose lecturas con precisión de una unidad.

-Un *potenciómetro* o *pH-metro* es un aparato digital que mide diferencias de potencial en el medio donde es colocado su electrodo, y como éste es función del grado de disociación de la sustancia, el programa interno lo traduce y presenta como escala pH. Dependiendo del modelo se pueden tener lecturas de pH con precisión decimal, centesimal, etc.

Neutralización de bases con ácidos mediante titulación

La *titulación* es un método de análisis químico *cuantitativo* que permite determinar la cantidad presente de un compuesto en una mezcla.

Este método consiste en hacer reaccionar una sustancia presente en la mezcla en cantidad desconocida, con una cantidad conocida de otra, ya que teniendo la proporción estequiométrica de la reacción se puede determinar la cantidad desconocida.

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a sls.uam.azc@gmail.com

Se dice que se alcanza un equilibrio en una reacción ácido - base, cuando se tienen presentes la misma cantidad de iones H^+ y de iones OH^- .

Medidas de higiene y seguridad

Sustancia	Descripción y precauciones de manejo
Hidróxido de amonio (NH_4OH)	<p>INGESTIÓN: Causa quemaduras en el sistema digestivo, se deberá dar de beber agua, jugo de naranja o agua con vinagre. No inducir al vómito y solicitar atención médica.</p> <p>CONTACTO CON LOS OJOS: Irritación intensa, si no se trata de inmediato puede causar ceguera parcial o total. Lavar suavemente con agua durante 15 min abriendo ocasionalmente los párpados.</p> <p>CONTACTO CON LA PIEL: Provoca severas quemaduras, lavar la zona afectada con abundante agua y retirar la ropa contaminada.</p> <p>INHALACIÓN: Extremadamente irritante al respirar, causa asfixia, si no se retira de inmediato puede causar la muerte. Trasladar a un lugar ventilado. Si respira con dificultad suministrar oxígeno. Si no respira iniciar la respiración artificial.</p>
Ácido clorhídrico (HCl)	<p>INGESTIÓN: Corrosivo, puede causar quemaduras severas de boca y garganta, tos, sofocación y en casos severos puede causar la muerte. Lavar la boca con agua. Si esta consiente suministrar abundante agua para diluir el ácido. No inducir al vómito, si éste se presenta en forma natural, suministrar más agua. Buscar atención médica inmediatamente.</p> <p>CONTACTO CON LOS OJOS: Puede perforar el globo ocular y causar ceguera. Lavar con abundante agua, mínimo durante 15 min. Levantar y separar los párpados para asegurar la remoción del químico.</p> <p>CONTACTO CON LA PIEL: Quemaduras severas, profundas y dolorosas. Quitar la ropa contaminada incluyendo zapatos.</p> <p>INHALACIÓN: Irritación de las membranas mucosas, quemaduras, dificultad respiratoria, espasmos y hasta la muerte. Trasladar a un lugar ventilado. Si respira con dificultad suministrar oxígeno durante media hora. Evitar el método boca a boca. Solicitar atención médica de inmediato.</p>
Hidróxido de sodio ($NaOH$)	<p>INGESTIÓN: Causa quemaduras severas en la boca, si se traga el daño es, además en el esófago, aún después de 12 a 42 años de su ingestión. No provocar vómito. Si la persona esta consiente deberá beber agua cada 10 minutos.</p> <p>CONTACTO CON LOS OJOS: El $NaOH$ es extremadamente corrosivo a los ojos por lo que las salpicaduras son muy peligrosas, pueden provocar desde una irritación en la córnea, ulceración, nubosidades y finalmente, su desintegración. En casos severos puede haber ceguera permanente. Lavar con abundante agua, asegurándose de levantar los párpados, hasta eliminar el producto.</p> <p>CONTACTO CON LA PIEL: Tanto el $NaOH$ sólido, como en soluciones concentradas es altamente corrosivo a la piel, en caso de contacto</p>

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a sls.uam.azc@gmail.com

	<p>quitar la ropa contaminada inmediatamente. Lavar el área afectada con abundante agua.</p> <p>INHALACIÓN: La inhalación de polvo o niebla causa irritación y daño del tracto respiratorio, en concentraciones altas se presenta ulceración nasal. Retirar del área de exposición hacia una bien ventilada. Si la persona se encuentra inconsciente, no dar de beber nada, dar respiración artificial y rehabilitación cardiopulmonar.</p>
--	---

MANUAL EN PROCESO

Material y equipo	Reactivos
1 Probeta graduada de 10 mL 15 Vasos de precipitados de 25 mL 3 Matraces Erlenmeyer de 50 mL 1 Bureta volumétrica de 25 mL 1 Pinza para bureta 1 Soporte universal 1 Potenciómetro 1 Papel pH con escala de colores, en su estuche original 1 Frasco con tapa etiquetado para recibir HCl 0.1 M como desecho del purgado y enjuague de bureta (para todo el grupo)	40 mL de solución de hidróxido de sodio* 55 mL de solución HCl 0.1 M 20 mL de solución NH ₄ OH 0.1 M Fenolftaleína en frasco gotero Naranja de metilo en frasco gotero 5 mL de solución buffer de pH=10 5 mL de solución buffer de pH=4 Agua destilada Agua potable

Además, cada equipo de trabajo deberá llevar al laboratorio: (aproximadamente 20 mL de cada sustancia)		
Leche de magnesia diluida 1:1	Leche de vaca diluida 1:10	Refresco de limón sin color
Jabón líquido	1 pastilla de Alka-Seltzer	Shampoo incoloro
Limpiador con amonio	Vinagre blanco (ácido acético)	Un limón y/o una naranja

Procedimiento experimental

Calibración del potenciómetro o pH-metro

Para medir el pH usando un potenciómetro se debe calibrar primero el instrumento con soluciones de pH conocido, también llamadas soluciones buffer o amortiguadoras.

El procedimiento consiste en colocar 5 mL de la solución buffer de pH=4 en un vaso de precipitados de 25 mL, introducir el electrodo y ajustar hasta que la pantalla del potenciómetro registre una lectura de pH=4, sacar el electrodo de la solución, lavarlo con agua destilada y secarlo. Repetir el procedimiento con la solución buffer de pH=10, Figura 2.

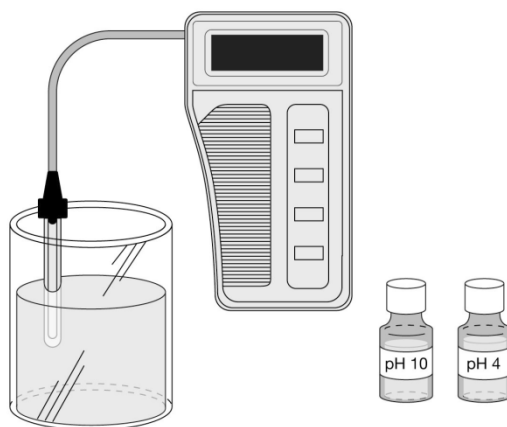


Figura 2. Potenciómetro (medidor de pH).

1. Determinación de pH.

- En cada uno de los vasos de precipitados de 25 mL. previamente etiquetados, colocar aproximadamente 10 mL de cada una de las sustancias enlistadas en la Tabla 2. Nota: el alumno podrá incluir en la tabla tres sustancias más a su elección, preferentemente empleadas en la vida cotidiana.
- A cada una de las sustancias agregar 2 gotas de fenolftaleína, observar si hay cambios en la coloración, indicar si la solución es ácida o básica y registrar los datos en la Tabla 2. Nota: tomar en cuenta el posible enmascaramiento por el color propio de las sustancias.

En las sustancias que no presentaron cambio en la coloración, agregar 2 gotas de naranja de metilo, en éstas últimas y con base en la Tabla 1:

Si el color final fue rojo significa que la disociación del ácido es grande y por lo tanto es un

☐ ácido fuerte

☐ ácido débil

Si el color final fue amarillo significa que la disociación del ácido es menor y por lo tanto es un

☐ ácido fuerte

☐ ácido débil

- Medir el pH de las sustancias con papel pH; introducir una tira de papel pH dentro de cada sustancia, sacarla, compararla con la escala del *envase original* del papel

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a sls.uam.azc@gmail.com

(recordar que la escala de color puede variar de acuerdo al fabricante) y registrar los datos en la Tabla 2. Nota: tomar en cuenta el posible enmascaramiento por el color propio de las sustancias.

- d) Medir el pH con el potenciómetro calibrado y registrar los datos en la Tabla 2. Nota: enjuagar con agua destilada y secar el electrodo, entre cada lectura.
- e) Calcular la concentración de iones de hidrógeno $[H^+]$ a partir de la definición: $pH = -\log [H^+]$, registrar los datos en la Tabla 2.
- f) Calcular el potencial de Hidroxilo (pOH) a partir de la definición: $pH + pOH = 14$, registrar los datos en la Tabla 2.
- g) Antes de desechar el contenido de cada uno de los vasos de precipitados, consultar la sección: **Recuperación, reciclado y/o deposición de residuos** al final del procedimiento experimental.

Tabla 2. Resultados obtenidos en la medición de pH.								
Sustancia	Fenolftaleína		Naranja de metilo		Papel pH	Potenciómetro	$[H^+]$	pOH
	Color	Ácido o Base	Color	Ácido: débil o fuerte				
Hidróxido de amonio								
Leche de magnesia								
Leche de vaca								
Refresco								
Jabón líquido								
Alka-Seltzer								
Shampoo								
Limpiador con amonio								
Vinagre								
Jugo de limón								

2. Determinación de la concentración de una solución de NaOH.

Nota: El técnico montará, llenará y etiquetará una bureta, con la solución de NaOH (concentración desconocida por el alumno), para uso de todo el grupo.

- a) Etiquetar tres matraces Erlenmeyer de 50 mL. y agregar (desde la bureta que montó el técnico para todo el grupo) 5 mL de solución de NaOH en cada uno de ellos (volumen conocido y concentración desconocida). En caso de no tomar con exactitud la medida del volumen de NaOH, anotar el volumen real para calcular la concentración con precisión. Registrar éste volumen en la tabla 3 (volumen real de muestreo de la base).

- b) Agregar a cada matraz dos gotas de indicador fenolftaleína.

El color que toma la solución es indicativo de:

☐ un ácido

☐ una base

Al titularlo se espera que el color cambie a: _____

- c) Cada equipo montará una bureta como se muestra en la Figura 3 y agregará 3 mL de la solución 0.1 M de HCl, con ésta solución enjuagar y purgar en el recipiente etiquetado para desechar HCl.
- d) Llenar la bureta con la solución 0.1 M de HCl (concentración conocida), cerciorándose de que la punta de la bureta no contenga aire, colocar bajo el matraz una hoja de papel blanco para ver con precisión cualquier cambio de color.
- e) Titular la solución de NaOH contenida en el primer matraz agregando gota a gota la solución de HCl y agitando constantemente (Figura 3).

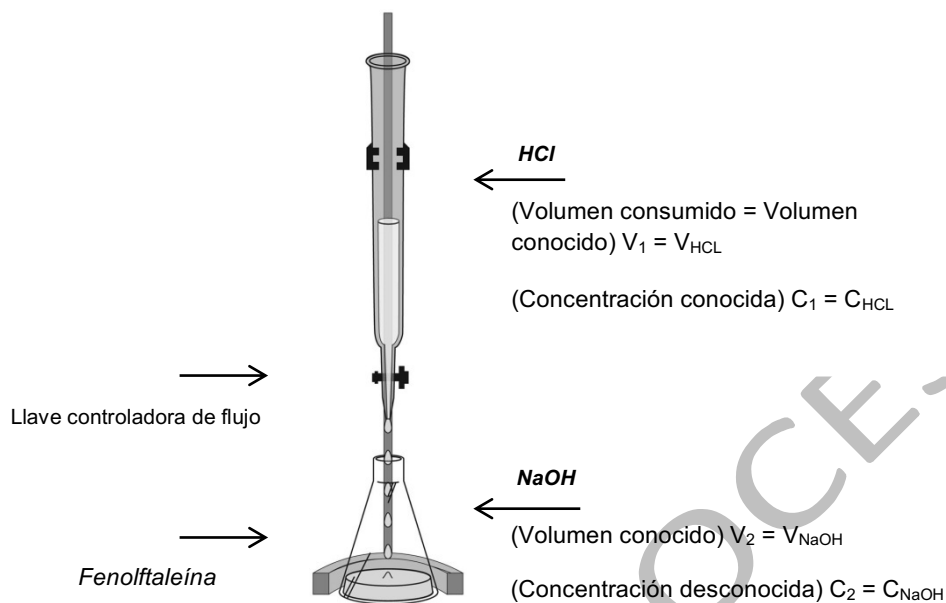


Figura 3. Titulación de la solución de NaOH.

- f) Suspender inmediatamente la adición de HCl, en cuanto se observe que la coloración rosa desaparece, esto indica que la reacción ha terminado (punto de equivalencia). Tomar la lectura del volumen de HCl gastado directamente de la bureta. Las lecturas de volumen en las buretas, se deben leer en el menisco inferior que forma el líquido, como se muestra en la Figura 4.

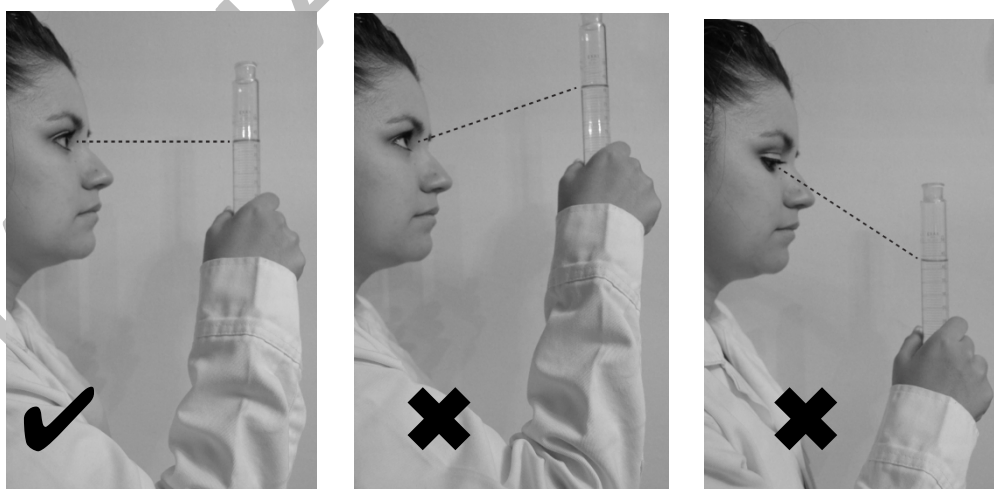
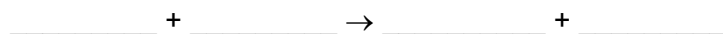


Figura 4. Formas de medir un volumen; la primera corresponde a la forma correcta, mientras que las otras dos son formas incorrectas de tomar una lectura.

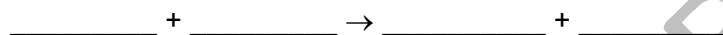
- g) Anotar en la Tabla 3 el volumen de HCl consumido en la titulación.
- h) Repetir la misma operación con los matraces restantes y anotar en dicha tabla los volúmenes empleados en cada caso.

Cálculos

La forma general de una reacción de neutralización es:



Identificar los reactivos y productos de la reacción de neutralización efectuada en la titulación:



Para determinar la concentración de la base titulada se emplea la siguiente ecuación:

$$V_{\text{NaOH}} C_{\text{NaOH}} = V_{\text{HCl}} C_{\text{HCl}}$$

V_{NaOH} = Volumen de muestreo de la base

C_{NaOH} = Concentración desconocida de la base

V_{HCl} = Volumen consumido en la bureta de la solución ácida

C_{HCl} = Concentración conocida del ácido.

Tabla 3. Determinación de la concentración de NaOH.			
C_{HCl} (conocida) = _____ M.	V_{HCl} (conocido)	V_{NaOH} (conocido)	C_{NaOH} (desconocida)
Pruebas	Volumen gastado de ácido (mL)	Volumen real de muestreo de la base (mL)	
1			
2			

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a sls.uam.azc@gmail.com

3			
---	--	--	--

El promedio de la concentración experimental encontrada de NaOH es: _____ M.

Nota: Al finalizar la sesión el profesor proporcionará a los estudiantes la concentración real del hidróxido de sodio empleado como muestra desconocida en la titulación.

Concentración proporcionada por el profesor: NaOH = _____ M.

Usar la siguiente ecuación (empleando valores absolutos), para determinar el porcentaje de error (nota: recordar que las calculadoras digitales tienen prioridad de operaciones, por ello es necesario respetar los paréntesis en la fórmula)

$$([C_{\text{NaOH(experimental)}} - C_{\text{NaOH(real)}}] / C_{\text{NaOH(real)}}) \times 100$$

El porcentaje de error en ésta titulación fue de: _____ %.

Recuperación, reciclado y/o deposición de residuos:

En la sección 1 (determinación de pH)

- Combinar el contenido de los vasos de precipitados empleados mezclando un ácido y una base hasta neutralizar. La neutralización sucede cuando en las soluciones ácidas por la presencia de fenolftaleína la solución cambie de incoloro a un tono levemente rosado. Una vez neutralizados, confirmando mediante el uso de potenciómetro, desechar directamente en la tarja.

En la segunda sección (Determinación de la concentración de una solución de NaOH)

- El ácido empleado para enjuagar y purgar la bureta deberá ser depositado por todo el grupo en el recipiente etiquetado para desechar HCl. (posteriormente el técnico neutralizará y desechará definitivamente).
- El resultado de la titulación es la formación de sal + agua por lo que es posible desechar el contenido de los matraces directamente en la tarja.

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a sls.uam.azc@gmail.com

Cuestionario

1. Enlistar al menos 5 ejemplos de sustancias ácidas y 5 de sustancias básicas que se utilicen en el laboratorio o en la vida diaria y que no hayan sido utilizadas en esta práctica.
2. Se midió el pH de los jugos gástricos del estómago de un ser humano y este fue de 2.5, empleando el valor de pH de del refresco registrado en la Tabla 2, calcular las concentraciones $[H^+]$ y $[OH^-]$ de ambas soluciones y compararlas entre sí. ¿Qué podría inferir al respecto?
3. ¿Qué diferencia existe entre el punto de equivalencia y el punto final en una titulación?
4. Ordenar el valor de pH de las sustancias enlistadas en la Tabla 2, de forma creciente para los ácidos y decreciente para las bases.
5. Proponer una reacción de neutralización, distinta a la realizada en la práctica.

Bibliografía

1. Hein–Arena, M., Fundamentos de química. 2005, International Thomson Editores.
2. Umland, J. B. y Bellama, J. M., Química General, 3a ed., 2000, International Thomson Editores.
3. Solís-Correa, H. E. Nomenclatura Química, 1a ed. 2009, Grupo Editorial Patria.
4. Spencer, J. N. et al., Química Estructura y Dinámica, 1a ed. 2000, CECSA.
5. Chang, R., Química 10a. ed. 2010: McGraw Hill.
6. Brown, T.L., et al., Química, La ciencia central. 11a. ed. 2009, Pearson Educación.