

Práctica 8: Ácidos y bases fuertes y débiles

Problema a resolver:

- Estimar *comparativamente* la acidez libre en una disolución de un ácido fuerte con la acidez libre en una disolución de un ácido débil, ambas a la misma concentración.
- Definir la acidez total para cada una de estas disoluciones ácidas empleadas, midiendo la cantidad de base fuerte requerida para neutralizarlas.
- Estimar *comparativamente* la basicidad libre en una disolución de una base fuerte con la basicidad libre en una disolución de una base débil, ambas a la misma concentración.

Definiciones

Llamaremos *acidez libre* a la concentración de H^+ que se encuentran disociados en una disolución de cualquier ácido HX sea éste fuerte o débil, y *acidez total* a la concentración molar de ese HX en la disolución.

Llamaremos *basicidad libre* a la concentración de OH^- que se encuentran disociados en una disolución de cualquier base sea esta fuerte o débil, y *basicidad total* a la concentración molar de esa base en la disolución.

Investigación y Tarea previa

Responde las siguientes preguntas y realiza los cálculos correspondientes:

1. ¿Qué volumen (mL) de HCl concentrado (37% m/m y $d = 1.18\text{g/mL}$) se necesitan para preparar 50mL de una disolución 0.1M de este ácido?
2. ¿Qué volumen (mL) de ácido acético glacial (concentrado) (100% m/m y $d = 1.05\text{g/mL}$) se necesitan para preparar 50mL de una disolución 0.1M de este ácido?
3. ¿Qué masa (g) de NaOH se necesita para preparar 50mL una disolución 0.1M de esta base?

Cálculos:

4. ¿Qué masa (g) de acetato de sodio sólido ($CH_3COONa \cdot 3H_2O$) se necesitan para preparar 50mL una disolución 0.1M de esta base?
5. ¿Qué volumen (mL) de HCl 0.1M se necesita para preparar 50mL de una disolución 0.01M de este ácido?
6. ¿Qué volumen (mL) de HCl 0.01M se necesita para preparar 50mL de una disolución 0.001M de este ácido?
7. ¿Qué volumen (mL) de NaOH 0.1M se necesita para preparar 50mL de una disolución 0.01M de esta base?
8. ¿Qué volumen (mL) de NaOH 0.01M se necesita para preparar 50mL de una disolución 0.001M de esta base?
9. ¿Cuál es el valor de pH que esperas para cada una de estas disoluciones?:

HCl 0.1M

ácido acético glacial 0.1M

NaOH 0.1M

$CH_3COONa \cdot 3H_2O$ 0.1M

10. Dibuja la estructura de Lewis para los ácidos y bases a emplear en la práctica.

Material por equipo

- 4 Matraces aforados: 50mL
- Pipetas volumétricas
- Vasos de precipitados de 50mL
- Dispositivo con foco para detectar conductividad.
- Potenciómetro (pHmetro)

Reactivos

- Disolución de HCl 0.1 M
- Disolución de Ácido acético 0.1 M
- Disolución de NaOH 0.1 M
- Disolución de Acetato de sodio 0.1 M
- Fenolftaleína
- Indicador universal

Procedimiento

PRIMERA PARTE

1. Pedir 50 mL de HCl 0.1 M y 50 mL de Ácido acético 0.1 M en vasos de precipitados debidamente etiquetados.
2. Preparar las diluciones correspondientes a los puntos 6 y 7 de la tarea previa.
3. Transferir cada una de estas disoluciones a un vaso de precipitados de 50 o 100mL.

Nota: No es necesario transferir toda la disolución; el vaso no debe quedar lleno a más de tres cuartas partes de su capacidad. *Identificar cada uno de los vasos con una etiqueta.*

4. Probar la conductividad de cada una de las disoluciones con el dispositivo con foco. Anotar en la tabla 1 las observaciones correspondientes indicando para cuál disolución la conductividad es mayor y para cuál es menor. Proponer una escala.
5. Colocar aproximadamente 3 mL de las disoluciones en tubos de ensaye debidamente etiquetados y añadir a cada una de estas disoluciones dos gotas de **indicador universal**, estimar el valor del pH mediante el color desarrollado; registrar los valores correspondientes en la tabla 1.
6. Medir el pH de cada una de estas disoluciones utilizando un pHmetro; medir las disoluciones que no contienen indicador (directamente del vaso) enjuagando el electrodo entre cada medición. Registrar los valores correspondientes en la tabla 1.

Tabla 1. Resultados primera parte

	HCl 0.1M	HAc 0.1M	HCl 0.01M	HCl 0.001M
pH estimado con indicador				
Conductividad				
pH medido con el pHmetro				

Indicar la escala de conductividad propuesta:

7. Neutralización:
 - Medir con una pipeta 10mL de HCl 0.1M y colocarlos en un vaso de precipitados pequeño.
 - Agregar dos gotas de **fenolftaleína**
 - Añadir con una pipeta mililitro a mililitro, una solución de NaOH 0.1M hasta observar un cambio permanente de color; tomar nota del volumen de base que se requiera para obtener un valor de pH neutro. Registra en la tabla 2.

- Ahora medir con una pipeta 10mL de ácido acético 0.1M y colocarlos en un vaso de precipitados pequeño, asegurándose de que esta disolución contenga **fenolftaleína**.
- Añadirle con una pipeta mililitro a mililitro, una solución de NaOH 0.1M; tomar nota del volumen de base que se requiere para obtener un valor de pH neutro. Registrar en la tabla 2.

Tabla 2. Neutralización de ácidos

	Volumen (mL) de NaOH 0.1M necesarios para neutralizar
HCl 0.1M	
HAc 0.1M	

Análisis de resultados Primera parte

1. Escribir la reacción entre el ácido acético y el agua, con estructuras de Lewis.
2. ¿Cómo puede explicarse la diferencia del pH observado entre la disolución de HCl 0.1M y la de HAc 0.1M?
3. ¿Cómo puede explicarse la diferencia en la intensidad de la luz observada en el dispositivo con foco al colocar las terminales en la disolución de HCl 0.1M y en la de HAc 0.1M?
4. ¿Cuál de las disoluciones de HCl mostró propiedades más parecidas a las del HAc 0.1M? _____

CONCLUSIONES PRIMERA PARTE

¿Qué puede concluirse acerca de la concentración molar de cada uno de estos ácidos en relación con la concentración de iones H^+ en sus respectivas soluciones?

¿Para qué tipo de ácidos estas dos cantidades son iguales y para qué tipo de ácidos estas dos cantidades son distintas?

¿Cómo es la acidez total en los dos tipos de ácidos? ¿Coincide la acidez libre con la acidez total en ambos casos?

Procedimiento

Segunda parte

1. Pedir 50 mL de NaOH 0.1 M y 50 mL de acetato de sodio 0.1 M en vasos de precipitados debidamente etiquetados.
2. Preparar las disoluciones correspondientes a los puntos 8 y 9 de la tarea.
3. Transferir cada una de estas disoluciones a un vaso de precipitados de 50 o 100mL.

Nota: No es necesario transferir toda la disolución; el vaso no debe quedar lleno a más de tres cuartas partes de su capacidad. *Identificar cada uno de los vasos con una etiqueta.*

4. Probar la conductividad de cada una de las disoluciones con el dispositivo con foco. Anotar en la tabla 3 las observaciones correspondientes indicando para cuál disolución la conductividad es mayor y para cuál es menor. Proponer una escala.

- Colocar aproximadamente 3 mL de las disoluciones en tubos de ensaye debidamente etiquetados y añadir a cada una de estas disoluciones dos gotas de **indicador universal**, estimar el valor del pH mediante el color desarrollado; registrar los valores correspondientes en la tabla 3.
- Medir el pH de cada una de estas disoluciones utilizando un pHmetro; medir las disoluciones que no contienen indicador (directamente del vaso) enjuagando el electrodo entre cada medición. Registrar los valores correspondientes en la tabla 3.

Tabla 3. Resultados segunda parte

	NaOH 0.1M	NaAc 0.1M	NaOH 0.01M	NaOH 0.001M
pH estimado con indicador				
Conductividad				
pH medido con el pHmetro				

Indicar la escala de conductividad propuesta:

Análisis de resultados Segunda parte

- Escribir dos reacciones: Primero, la reacción de disolución del acetato de sodio sólido en agua y después, la reacción entre el ion acetato y el agua, ambas utilizando estructuras de Lewis.

- ¿Hubo cambios significativos en la conductividad de las disoluciones de NaOH y de NaAc? Explica tus observaciones.
- ¿Cuál de las disoluciones de NaOH mostró una basicidad libre más parecida a la del NaAc 0.1M?

CONCLUSIONES SEGUNDA PARTE

¿Qué puede concluirse acerca de la concentración molar de cada uno de estas bases en relación con la concentración de iones OH⁻ en sus respectivas disoluciones?

Manejo de residuos: Todas las soluciones deberán neutralizarse y verterse al drenaje