



Práctica 9. Ácidos y bases fuertes y débiles

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

- ¿Cómo es la **acidez total** de un ácido débil en relación con su **acidez libre** en disolución?
¿Cómo es la **basicidad total** de una base fuerte en relación con su **basicidad libre** en disolución?

INTRODUCCIÓN

Definiciones:

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

TAREA PREVIA

1. ¿Cuáles son las definiciones de Brönsted-Lowry para *ácido* y para *base*?

Ácido: _____

Base: _____

2. ¿Qué volumen de HCl concentrado (37 % m/m y $\delta=1.18 \text{ g mL}^{-1}$) se necesita para preparar 50 mL de una disolución 0.1 mol L^{-1} de este ácido?

Operaciones:

_____ mL

3. ¿Qué volumen de ácido acético glacial (concentrado) (100 % m/m y $\delta=1.05 \text{ g mL}^{-1}$) se necesita para preparar 50 mL de una disolución 0.1 mol L^{-1} de este ácido?

Operaciones:

_____ mL



4. ¿Cuántos gramos de NaOH (98 % m/m) se necesitan para preparar 50 mL una disolución 0.1 mol L^{-1} de esta base?

Operaciones:

_____ g

5. ¿Cuántos gramos de acetato de sodio sólido ($\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) se necesitan para preparar 50 mL una disolución 0.1 mol L^{-1} de esta base?

Operaciones:

_____ g

6. Calcula el valor de pH que debe tener cada una de estas disoluciones.

Operaciones HCl 0.1 mol L^{-1} :

pH = _____

Operaciones CH_3COOH 0.1 mol L^{-1} :

pH = _____

Operaciones NaOH 0.1 mol L^{-1} :

pH = _____



Operaciones $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ 0.1 mol L^{-1} :

pH = _____

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

HCl

CH_3COOH

NaOH

CH_3COONa

MATERIAL (POR EQUIPO)

- 2 matraces aforados de 50 mL.
- Pipetas graduadas y/o volumétricas de 1, 5 y 10 mL.
- Vasos de precipitados de 50 ó 100 mL.
- Dispositivo con foco para detectar conductividad.
- Potenciómetro (pHmetro) calibrado “Medir pH – recomendaciones” y “pHmetro – calibración” en la página de AMyD de Química General II. <http://amyd.quimica.unam.mx> Departamento de Química Inorgánica y Nuclear >> Programa Oficial de Prácticas de Química General II (1211 - Todos los grupos) >> Documentos para laboratorio.

REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas por equipo)

PRIMERA PARTE

- 0.5 mL de HCl concentrado.
- 0.3 mL de ácido acético glacial.
- 2-3 gotas de disolución de indicador universal.

SEGUNDA PARTE

- 0.3 g de NaOH sólido.
- 0.7 g de acetato de sodio trihidratado.
- 2-3 gotas de disolución de indicador universal.



PRIMERA PARTE. *Acidez libre y acidez total.*

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Prepara las disoluciones correspondientes a los puntos 2 y 3 de la **Tarea Previa**.
 2. Transfiere una parte de cada una de estas disoluciones a un vaso de precipitados de 50 ó 100 mL.
- Nota:** No transfieras toda la disolución; el vaso no debe quedar lleno a más de tres cuartas partes de su capacidad. *Identifica cada uno de los vasos con una etiqueta.*
3. Añade a cada una de estas disoluciones tres gotas de indicador universal, estima el valor del pH mediante el color desarrollado y anota tus resultados en la **Tabla 1**.
 4. Prueba la conductividad de cada una de las disoluciones con el dispositivo con foco. Anota en la **Tabla 1** las observaciones correspondientes, indicando para cuál disolución la conductividad es mayor y para cuál es menor.
 5. Mide el pH de cada una de estas disoluciones utilizando un pHmetro y anota tus resultados en la **Tabla 1**.
 6. Prepara una disolución de HCl 0.01 mol L^{-1} a partir de la disolución que se preparó inicialmente. Colócala en un vaso de precipitados e identifícala como HCl 0.01 mol L^{-1} .
 7. Realiza con esta disolución las pruebas anteriores para completar la columna correspondiente en la **Tabla 1**. Comparar el color, la intensidad de la luz y el valor numérico de pH con la disolución de ácido acético (HAc) 0.1 mol L^{-1} .
 8. Prepara una disolución de HCl 0.001 mol L^{-1} a partir de la disolución que se preparó inicialmente (o de la empleada en el inciso anterior). Colócala en un vaso de precipitados e identifícala como HCl 0.001 mol L^{-1} .
 9. Realiza con esta disolución las pruebas anteriores para completar la columna correspondiente de la **Tabla 1**. Comparar el color, la intensidad de la luz y el valor numérico de pH con la disolución de HAc 0.1 mol L^{-1} .

Neutralización

10. Mide con una pipeta 10 mL de HCl 0.1 mol L^{-1} y colócalos en un vaso de precipitados pequeño. Asegúrate que esta disolución contenga indicador universal y añádele con una pipeta, mililitro a mililitro, una disolución de NaOH 0.1 mol L^{-1} hasta lograr que la mezcla tenga pH neutro; anota en la **Tabla 2** el volumen de base requerido. **R1**
11. Ahora mide con una pipeta 10 mL de ácido acético 0.1 mol L^{-1} y colócalos en un vaso de precipitados pequeño, asegurándote de que esta disolución contenga indicador universal. Añádele con una pipeta, mililitro a mililitro, una disolución de NaOH 0.1 mol L^{-1} hasta lograr que la mezcla tenga pH neutro; anota en la **Tabla 2** el volumen de base requerido. **R1**



RESULTADOS

Tabla 1. Propiedades de las disoluciones ácidas a distintas concentraciones.

| | HCl 0.1 mol L ⁻¹ | HAc 0.1 mol L ⁻¹ | HCl 0.01 mol L ⁻¹ | HCl 0.001 mol L ⁻¹ |
|---------------------------|-----------------------------|-----------------------------|------------------------------|-------------------------------|
| pH estimado con indicador | | | | |
| Conductividad | | | | |
| pH medido con el pHmetro | | | | |

Tabla 2. Volumen de NaOH 0.1 mol/L empleado para neutralizar los ácidos.

| Ácido (10 mL) | mL de NaOH 0.1 mol L ⁻¹ necesarios para neutralizar |
|-----------------------------|--|
| HCl 0.1 mol L ⁻¹ | |
| HAc 0.1 mol L ⁻¹ | |

CUESTIONARIO

1. Escribe la ecuación química que representa 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 0.1 mol L⁻¹ y la de HAc 0.1 mol L⁻¹? _____

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 0.1 mol L⁻¹ y en la de HAc 0.1 mol L⁻¹? _____

4. Describe cómo se llevó a cabo la preparación de la disolución de HCl 0.01 mol L⁻¹ (incluyendo cantidades y material) _____



5. Describe cómo se llevó a cabo la preparación de la disolución de HCl 0.001 mol L^{-1} (incluyendo cantidades y material) _____

6. ¿Cuál de las disoluciones de HCl mostró propiedades más parecidas a las del HAc 0.1 mol L^{-1} ? _____

7. ¿Cómo es la **concentración molar** de un ácido fuerte en relación con su **acidez libre** en disolución?

8. ¿Cómo es la **acidez total** de un ácido débil en relación con la **concentración molar de H^+** en disolución? _____

SEGUNDA PARTE. *Basicidad libre y basicidad total.*

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Prepara las disoluciones correspondientes a los puntos 4 y 5 de la **Tarea Previa**.
 2. Transfiere una parte de cada una de estas disoluciones a un vaso de precipitados de 50 ó 100 mL.
- Nota:** No transfieras toda la disolución; el vaso no debe quedar lleno a más de tres cuartas partes de su capacidad. *Identifica cada uno de los vasos con una etiqueta.*
3. Añade a cada una de estas disoluciones tres gotas de indicador universal, estima el valor del pH mediante el color desarrollado y anota tus resultados en la **Tabla 3**.
 4. Prueba la conductividad de cada una de las disoluciones con el dispositivo con foco. Anota en la **Tabla 3** las observaciones correspondientes, indicando para cuál disolución la conductividad es mayor y para cuál es menor.
 5. Mide el pH de cada una de estas disoluciones utilizando un pHmetro y anota tus resultados en la **Tabla 3**.
 6. Prepara una disolución de NaOH 0.01 mol L^{-1} a partir de la disolución que se preparó inicialmente. Colócala en un vaso de precipitados e identifícala como NaOH 0.01 mol L^{-1} .
 7. Realiza con esta disolución las pruebas anteriores para completar la columna correspondiente en la **Tabla 3**. Comparar el color, la intensidad de la luz y el valor numérico de pH con la disolución de acetato de sodio (NaAc) 0.1 mol L^{-1} .
 8. Prepara una disolución de NaOH 0.001 mol L^{-1} a partir de la disolución que se preparó inicialmente (o de la empleada en el inciso anterior). Colócala en un vaso de precipitados e identifícala como NaOH 0.001 mol L^{-1} .
 9. Realiza con esta disolución las pruebas anteriores para completar la columna correspondiente de la **Tabla 3**. Comparar el color, la intensidad de la luz y el valor numérico de pH con la disolución de acetato de sodio (NaAc) 0.1 mol L^{-1} .



Neutralización

10. Mide con una pipeta 10 mL de NaOH 0.1 mol L^{-1} y colócalos en un vaso de precipitados pequeño. Asegúrate que esta disolución contenga indicador universal y añádele con una pipeta, mililitro a mililitro, una disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} hasta lograr que la mezcla tenga pH neutro; anota en la **Tabla 4** el volumen de ácido requerido. **R1**
11. Ahora mide con una pipeta 10 mL de acetato de sodio 0.1 mol L^{-1} y colócalos en un vaso de precipitados pequeño, asegurándote de que esta disolución contenga indicador universal. Añádele con una pipeta, mililitro a mililitro, una disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} hasta lograr que la mezcla tenga pH neutro; anota en la **Tabla 4** el volumen de ácido requerido **R1**.

RESULTADOS

Tabla 3 Propiedades de las disoluciones básicas a distintas concentraciones.

| | NaOH 0.1 mol L^{-1} | NaAc 0.1 mol L^{-1} | NaOH 0.01 mol L^{-1} | NaOH 0.001 mol L^{-1} |
|---------------------------|-------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|
| pH estimado con indicador | | | | |
| Conductividad | | | | |
| pH medido con el pHmetro | | | | |

Tabla 4 Volumen de ácido 0.1 M empleado para neutralizar las bases.

| Base (10 mL) | mL de HCl 0.1 mol L^{-1} necesarios para neutralizar |
|-------------------------------|--|
| NaOH 0.1 mol L^{-1} | |
| NaAc 0.1 mol L^{-1} | |

CUESTIONARIO

1. Escribe dos ecuaciones químicas: Primero, la ecuación química que representa la disolución del acetato de sodio sólido en agua y después, la ecuación química que representa la reacción entre el ion acetato y el agua, ambas utilizando estructuras de Lewis.

Ecuación química 1:



Ecuación química 2:

2. ¿Hubo cambios significativos en la conductividad de las disoluciones de NaOH y de NaAc? Explica tus observaciones. _____

3. Describe cómo se llevó a cabo la preparación de la disolución de NaOH 0.01 mol L^{-1} (incluyendo cantidades y material). _____

4. Describe cómo se llevó a cabo la preparación de la disolución de NaOH 0.001 mol L^{-1} (incluyendo cantidades y material). _____

5. ¿Cuál de las disoluciones de NaOH mostró una basicidad libre más parecida a la del NaAc 0.1 mol L^{-1} ?

6. ¿Cómo es la **basicidad total** de una base fuerte en relación con su **concentración molar de OH^-** en disolución? _____
7. ¿Cómo es la **concentración molar** de una base débil en relación con su **basicidad libre** en disolución?

PREGUNTAS FINALES

¿Cómo es la **acidez total** de un ácido débil en relación con su **acidez libre** en disolución?

¿Cómo es la **basicidad total** de una base fuerte en relación con su **basicidad libre** en disolución?

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Cloruro de sodio, acetato de sodio e indicador universal en agua.

- Las disoluciones de ambas partes experimentales se mezclan para neutralizarlas.

Asegúrate que el pH de todas las disoluciones sea neutro antes de verterlas al drenaje.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar