

## **TRABAJO PRÁCTICO N° 14:**

### **CARÁCTER ÁCIDO–BASE. INDICADORES.**

#### **1. Objetivo General**

- Identificar el carácter ácido o básico de algunas sustancias a través de distintos métodos.

#### **2. Objetivos Específicos**

- Aprender a diferenciar las sustancias por su carácter ácido–base.
- Evidenciar la fuerza iónica de dos ácidos y relacionarlos con la velocidad de reacción.
- Construir gráficos de pH e identificar las especies iónicas que se encuentran en solución para cada cambio de pH en reacciones ácido–base.
- Relacionar el carácter ácido–base de algunas sustancias con valores de pH, medidos a través de distintos métodos cualitativos, semi-cuantitativos y cuantitativos.

#### **4. Materiales y Reactivos**

##### Materiales

- |                        |                   |                     |
|------------------------|-------------------|---------------------|
| • Vasos de precipitado | • Tubos de ensayo | • Varilla de vidrio |
| • Piseta               | • Gradilla        | • Cintas de pH      |
| • Pipetas Pasteur      | • Algodón         | • pH-metro          |

##### Reactivos

- |                        |                         |                         |
|------------------------|-------------------------|-------------------------|
| • Agua destilada       | • Hidróxido de sodio 1M | • Carbonato de sodio 1M |
| • Azul de Timol        | • Nitrato de amonio     | • Fosfato de sodio      |
| • Fenolftaleína        | • Cloruro de aluminio   | • Acetato de sodio      |
| • Solución col morada  | • Cloruro de sodio      | • Ácido acético 1 M     |
| • Ácido clorhídrico 1M | • Bicarbonato de sodio  |                         |

#### **5. Técnica operatoria**

**Experiencia 1:** Evidencia de la fuerza iónica de dos ácidos.

En un tubo de ensayo agregue 3 ml de HCl 1M. Agregue 1 cm de cinta de magnesio al tubo y tome el tiempo hasta que la cinta se haya consumido completamente. Repita el procedimiento en otro tubo de ensayo, esta vez con 3 mL de Ácido Acético 1M.

Analice cómo influye la fuerza ácida en la velocidad de reacción. ¿Qué parámetros le permiten diferenciar un ácido fuerte de otro que no lo es?

**Experiencia 2:** Construcción de una curva de pH

En sendos vasos de precipitado pequeños construya la escala de pH como se indica a continuación:

Vaso	mL HCl 1 M	mL NaOH 1 M
1	10	0
2	8	1
3	6	3
4	5	5
5	3	6
6	1	8
7	0	10

- Determinación de pH con cintas indicadoras:** A cada solución preparada anteriormente, introduzca por una única vez una cinta indicadora de pH, procurando que la solución toque todos los recuadros con color. Compare la cinta usada con la escala de la caja, complete la tabla con la información obtenida.
- Determinación de pH con pH-metro:** Solicite a sus profesores que midan las soluciones que preparó con los pH-metro del laboratorio. Complete la tabla con la información proporcionada por el instrumento.
- Determinación de pH con extracto de col morada:** Después de determinar el pH de las soluciones con los dos métodos anteriores, proceda a agregar aproximadamente 1 mL de solución de col morada con una pipeta Pasteur a cada vaso. Anote el color que toma cada solución en la tabla.

La tabla siguiente le servirá como referencia para comparar la acidez o alcalinidad de las sustancias con algunos métodos.

Vaso	mL HCl 1 M	mL NaOH 1 M	pH		Col morada (1 mL)
			Cintas de pH	pH-metro	Color
1	10	0			
2	8	1			
3	6	3			
4	5	5			
5	3	6			
6	1	8			
7	0	10			

**NOTA:** Puede agregar las soluciones a tubos de ensayo para liberar los vasos de precipitado, lavarlos adecuadamente y usarlos en las siguientes experiencias.

Construya una curva de pH vs volumen de NaOH agregado con los valores de las soluciones anteriores. ¿Qué forma adquiere esta relación de datos?

**Experiencia 3: Clasificación de sustancias por su pH**

En sendos vasos de precipitado o tubos de ensayo (lo que tenga a disposición), disuelva un poco de las siguientes sustancias y clasifíquelas de acuerdo con la información anterior, y complete la siguiente tabla. ¿Cómo se puede relacionar la naturaleza de las sustancias con su carácter ácido–base? Justifique planteando los equilibrios de hidrólisis para cada sustancia, indicando el ácido y la base del que provienen dichas sales:

Vaso	Cintas de pH (Valor aprox. de pH)	Col morada (1 mL)
		Color
Nitrato de amonio		
Cloruro de aluminio		
Cloruro de sodio		
Bicarbonato de sodio		
Carbonato de sodio		
Fosfato de sodio		
Acetato de sodio		

**Experiencia 4: Evidencia de los cambios de sustancias indicadoras en equilibrios ácido–base**

- En un matraz Erlenmeyer agregue 5 mL de NaOH 1M y agregue dos o tres gotas de solución de fenolftaleína. Agite y observe el cambio de color (el color se observa mejor si apoya el Erlenmeyer sobre una hoja blanca).
- Luego agregue 5 mL de HCl 1 M. Observe lo que sucede (si el color no cambia, agregue gotas de HCl con ayuda de una pipeta Pasteur ROTULADA manteniendo agitación constante hasta que el color cambie). Cuando el color haya cambiado totalmente, agregue dos o tres gotas de indicador azul de timol, agite suavemente y observe el color.
- Adicione 2 mL de HCl 1 M y observe el cambio de color.

Dibuje un diagrama de pH vs volumen de HCl agregado (en forma sigmoidea). Indique en cada etapa de las anteriores (a, b y c) cuál de los iones está presente en la solución, si  $H^+$  u  $OH^-$ .