

**Práctica 2. Conductividad eléctrica en disolución****Tarea previa**

1.- Leer los fundamentos teóricos de la práctica

2.- Con base en los fundamentos teóricos de esta práctica, y usando los datos que se proporcionan en la siguiente tabla, calcular la conductividad molar para disoluciones  $10^{-3}$  M de las sustancias que se indican. Expresa el resultado en  $\mu\text{S}/\text{cm}$ .

| ion                | Conductividad molar,<br>$\lambda$ , ( $\text{S cm}^2 \text{ mol}^{-1}$ ) |
|--------------------|--|
| $\text{K}^+$       | 73.5   |
| $\text{Fe}^{2+}$   | 108  |
| $\text{La}^{3+}$   | 209  |
| $\text{Cl}^-$      | 76.4   |
| $\text{SO}_4^{2-}$ | 156  |

(a)  $\text{KCl}$        $\Lambda_M =$

(b)  $\text{K}_2\text{SO}_4$        $\Lambda_M =$

(c)  $\text{FeCl}_2$        $\Lambda_M =$

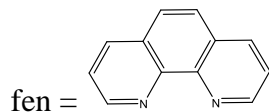
(d)  $\text{FeSO}_4$        $\Lambda_M =$

(e)  $\text{LaCl}_3$        $\Lambda_M =$

(f)  $\text{La}_2(\text{SO}_4)_3$        $\Lambda_M =$

3.- Para un compuesto de coordinación de níquel con fenantrolina se prepararon 50mL de una disolución  $10^{-3}$ M suponiendo que la fórmula era  $[\text{Ni}(\text{fen})_3](\text{Cl})_2$ . Se obtuvo un valor de  $420 \mu\text{S cm}^{-1}$ . Mediante otros análisis se encontró que la fórmula real era  $[\text{Ni}(\text{fen})(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$ .

(a) Calcular la verdadera molaridad de la disolución.



(b) Considerando que la conductividad es proporcional a la concentración, obtener el valor de conductividad que presentará una disolución  $10^{-3}$  M de  $[\text{Ni}(\text{fen})(\text{H}_2\text{O})_4](\text{Cl})_2$ .

## Fundamentos teóricos

Los compuestos de coordinación están constituidos por un átomo metálico central rodeado por iones o moléculas denominados ligantes, que pueden encontrarse con carga o sin ella, de lo que resulta que este conjunto pueda ser neutro o iónico.

Por ejemplo, el tris(acetilacetonato)hierro(III),  $[\text{Fe}(\text{acac})_3]$ , el bis(glicinato)níquel(II),  $[\text{Ni}(\text{gli})_2]$ , y el diamindicloroplatino(II),  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ , son compuestos de coordinación formados por moléculas que se mantienen íntegras en disolución, sin disociarse en iones. En cambio, el cloruro de tetraamincobre(II),  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ , en disolución da lugar, por cada mol de compuesto, a un mol del catión  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  y a dos mol de aniones cloruro. De manera semejante, al disolver un mol de bis(oxalato)cincato(II) de potasio,  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{ox})_2]$ , se generan dos mol de cationes  $\text{K}^+$  y un mol del anión complejo  $[\text{Zn}(\text{ox})_2]^{2-}$ .

Las sustancias que en disolución se disocian en iones son conocidas como electrolitos, y conducen la corriente eléctrica en disolución. La magnitud de esta capacidad de conducir la corriente depende de la concentración de iones en disolución, de su carga y tamaño, de la temperatura, así como de la constante dieléctrica del disolvente.

Es por esto que la determinación de la conductividad de una disolución de un compuesto de coordinación, resulta útil para la caracterización del compuesto, ya que se puede así conocer el tipo de electrolito de que se trata.

La corriente eléctrica (**I**) a través de un conductor, en este caso, nuestra disolución, es el flujo de carga por unidad de tiempo y está definida por:

$$I = \frac{\kappa A \Delta \phi}{l}$$

donde **A** es el área del conductor, **l** es la longitud del paso de corriente y  $\Delta \phi$  es la diferencia de potencial que da lugar al flujo de carga.  $\kappa$  es una constante de proporcionalidad que depende del medio. En nuestro caso, el medio está caracterizado por la naturaleza del electrolito, su concentración y la naturaleza del disolvente. A esta  $\kappa$  se le denomina conductividad específica y tiene unidades de  $\text{ohm}^{-1}\text{cm}^{-1}$  ( $1\text{ohm} = \text{volt/ampere}$ ).

En una disolución, la corriente se mide a través de un conductímetro. El área está definida por las caras de los electrodos (generalmente  $1\text{ cm}^2$ ) y la longitud corresponde a la distancia entre ellos (generalmente  $1\text{ cm}$ ). La diferencia de potencial corresponde a la impuesta por una fuente de corriente directa en el conductímetro (a través de una pila, por lo general). Por lo tanto, existe una relación directa y proporcional entre la corriente que mide un conductímetro y la conductividad específica del medio.

Como la conductividad específica es función de la concentración (**C**), se acostumbra reportar el valor de la conductividad de disoluciones  $10^{-3}\text{ M}$ . A esta cantidad se le llama conductividad molar ( $\Lambda_M$ ) y está relacionada con la conductividad específica de la siguiente manera:

$$\Lambda_M = \frac{\kappa}{C}$$

A baja concentración, la  $\Lambda_M$  depende linealmente de la concentración de iones:

$$\Lambda_M = \sum_i C_i \lambda_i$$

$\lambda_i$  = conductividad molar de la especie *i* (que aumenta con la carga del ion).

$C_i = v_i C$ ; **C** es la molaridad de la disolución y  $v_i$  es el coeficiente estequiométrico de la especie *i* en la reacción de disociación del electrolito en el disolvente.

## Problemas a resolver

**Primer problema.**- Determinar los intervalos de conductividad para una colección de electrolitos del tipo 1:1, 1:2 y 1:3.

### Procedimiento

- 1.- Preparar con cada uno de los compuestos proporcionados, una disolución  $10^{-3}$  M.
- 2.- Determinar la conductividad de cada disolución y llenar la siguiente tabla.

| No. | Compuesto  | MM (g/mol) | # de iones por fórmula | Tipo de electrolito | Conductividad ( $\mu\text{S/cm}$ ) |
|-----|--|------------|------------------------|---------------------|------------------------------------|
| 1   | $\text{NH}_4\text{PF}_6$   |            | 2                      | 1:1                 |                                    |
| 2   | $\text{Na}[\text{FeEDTA}] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$                       |            |                        |                     |                                    |
| 3   | Biftalato de K   |            |                        |                     |                                    |
| 4   | $\text{Na}_2\text{EDTA} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$                         |            |                        |                     |                                    |
| 5   | $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$                                  |            | 3                      | 1:2                 |                                    |
| 6   | $[\text{Ni}(\text{en})_3]\text{Cl}_2$                                      |            |                        |                     |                                    |
| 7   | $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5(\text{NO})] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |            |                        |                     |                                    |
| 8   | $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$                                    |            | 4                      | 3:1                 |                                    |
| 9   | $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$                                       |            |                        |                     |                                    |
| 10  | $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$                                      |            |                        |                     |                                    |
| 11  | $\text{Co}(\text{en})_3\text{I}_3$   |            |                        |                     |                                    |

3.- Con los resultados, elaborar una gráfica de barras que muestre la conductividad de las diferentes disoluciones y en donde los compuestos estén agrupados de acuerdo al tipo de electrolito al que pertenecen.

4.- Establecer entonces un intervalo de conductividad para cada tipo de electrolito.

**Segundo problema.** Asignar la fórmula  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  ó  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$  a cada uno de los compuestos sintetizados en la práctica anterior.

**Procedimiento.** Elegir la fórmula de uno de ellos y con base en su peso molecular preparar una disolución  $10^{-3}$  M de cada una de ellos. Medir la conductividad de la primera disolución y ubicar el valor en la gráfica. Hacer lo mismo con la segunda disolución. Usar estos resultados para asignar su fórmula a cada cloro-amín complejo.