

## TRABAJO PRÁCTICO Nº 8

### IONES COMPLEJOS

Para llevar a cabo este trabajo práctico es **imprescindible** poseer conocimientos previos de sus fundamentos teóricos.

### INTRODUCCIÓN

Los compuestos de coordinación están constituidos por un pequeño número de moléculas o iones denominados ligandos que rodean a un ión o átomo metálico central, donde cada ligando cede un par de electrones al metal. El enlace ligando – metal es un enlace covalente coordinado en el que ambos electrones provienen del mismo átomo. Los iones complejos tienen numerosos usos en el laboratorio. Muchos de ellos tienen colores intensos que los hacen útiles para el análisis químico. El color azul del complejo amoniacal de  $\text{Cu}^{2+}$  o el color rojo intenso del complejo de hierro-tiocianato son un ejemplo.

### PARTE EXPERIMENTAL

#### **Primera parte:**

En tubos de ensayos colocar:

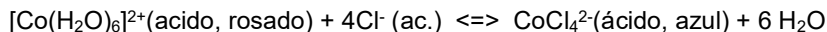
- 1 ml de solución de sulfato cúprico.
- 1 ml de solución de sulfato cúprico y agregar gotas de solución de  $\text{NH}_4\text{OH}$ .
- 1 ml de solución de sulfato cúprico y agregar gotas de solución de  $\text{HCl}$  concentrado

Nota: escribir las ecuaciones correspondientes y anotar el color.

d) 1 ml de solución de  $\text{CoCl}_2$

e) 1 ml de solución de  $\text{CoCl}_2$  y agregar  $\text{HCl}$  concentrado (12 M) hasta cambio de coloración.

Nota: El  $\text{HCl}$  concentrado hace que la solución rosada de  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$  se torne azul. Los iones cloruros añadidos desplazan el equilibrio del acuo-complejo octaédrico de color rosado al complejo tetraédrico de color azul.



f) 1 ml de solución de  $\text{NiSO}_4$ .

g) 1 ml de solución de  $\text{NiSO}_4$ . Agregar gotas de solución de  $\text{NH}_3$  concentrado.

h) 1 ml de solución de  $\text{NiSO}_4$ . Agregar gotas de solución de dimetilglioxima.

Nota: El complejo de  $\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$  es verde, el  $\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$  es azul y la suspensión de  $\text{Ni}(\text{dmg})_2$  es roja. Escribir las ecuaciones correspondientes.

En todos los casos observar e interpretar los resultados obtenidos

Realizar el espectro de absorción de cada uno de los iones complejos obtenidos.

Interpretar y relacionar el tipo de ligando en cuestión con la zona del espectro en que absorbe el compuesto y el color que se ve.

## Segunda parte:

### OBJETIVOS

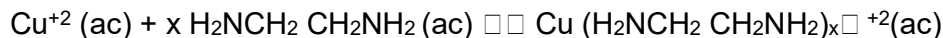
1. Determinar la estequiometría del complejo formado entre el cobre (II) y 1,2- diaminoetano (o etilendiamina) usando colorimetría.
2. Verificar el corrimiento de los espectros de los complejos formados entre un metal y diferentes ligandos

### INTRODUCCIÓN

1. Esencialmente, la determinación de la fórmula de un ión complejo involucra mediciones del número de ligandos unidos a un metal. Esto puede ser investigado por varios métodos, uno de los más importantes es el método colorimétrico, donde se mide la intensidad de color de varias mezclas que difieren en la proporción de metal y de ligando.

La estequiometría de un ión complejo se puede determinar por colorimetría cuando hay una significativa diferencia de color entre el ión acuoso y el complejo.

En nuestro caso cuando el ión  $\text{Cu}^{+2}$  acuoso reacciona con etilendiamina ( $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ ) se produce un ión complejo coloreado. Podemos escribir la ecuación para esta reacción de la siguiente manera:



Para determinar la fórmula del complejo se debe encontrar el valor de x. Esto puede realizarse utilizando el método de la variación continua: se preparan mezclas con soluciones del ión metálico acuoso (M) y del ligando acuoso (L), variando la proporción agregada de las mismas pero manteniendo constante el volumen total. La relación de concentraciones (o de volúmenes cuando las concentraciones de las soluciones son iguales) de L a M que produce el color más intenso se corresponde con la solución que tiene la máxima concentración del ión complejo y por lo tanto con la que tiene la relación estequiométrica del complejo en estudio.

2. Los compuestos de coordinación presentan una gran variedad de colores. El color es el resultado de la absorción de luz de una parte del espectro visible. Las frecuencias que no se absorben son las que se transmiten o reflejan y producen la sensación de color en nuestros ojos. La longitud de onda se relaciona con la energía según  $E=hc/\lambda$ . La energía absorbida está dada por la diferencia de energía entre los grupos de orbitales d en un complejo

### PROCEDIMIENTO

Se toman 9 tubos de ensayos y se rotulan del 1 al 9. Se realizan mezclas de soluciones de  $\text{CuSO}_4$  0,05 M y de etilendiamina 0,05 M como se muestra en el siguiente cuadro:

Tubo	1	2	3	4	5	6	7	8	9
ml de $\text{CuSO}_4$ 0,05 M	0,0	0,20	0,30	0,40	0,60	0,80	0,90	1,00	1,20
ml de etilendiamina 0,05 M	1,20	1,00	0,90	0,80	0,60	0,40	0,30	0,20	0,0

Se agitan los tubos para asegurar que las soluciones queden bien mezcladas. (Tener en cuenta que cada tubo debe contener un volumen total de 1,2 mililitros).

Para las lecturas de absorbancia se utiliza como blanco el tubo 1.

1. Graficar absorbancia a 548 nm versus relación de volumen entre las soluciones de etilendiamina 0,05M y  $\text{CuSO}_4$  0,05 M.

Determinar la fórmula del complejo.

Escribir la ecuación para la formación del complejo.

2. Se leen los espectros de las diferentes mezclas entre 400 y 800 nm.

Determinar el máximo de absorbancia en cada caso e interpretar el corrimiento del pico de

m

á

x

i

m

a

a