

FORMACIÓN DE IONES COMPLEJOS

I. OBJETIVOS

- Preparar compuestos de coordinación.
- Familiarizarse con la nomenclatura de los complejos.

II. FUNDAMENTO TEÓRICO

En 1893 Alfredo Werner enunció la teoría de la coordinación también llamada de las valencias residuales según la cual iones metálicos actúan como un núcleo central alrededor del cual se ubican los ligandos que son un número definido de otros átomos, radicales u otras moléculas según un patrón geométrico sencillo.

Las interacciones entre el ión metálico central y los ligandos son del tipo covalente coordinado, es decir el ión metálico puede actuar como ácido de Lewis aceptando pares de electrones procedentes de los ligandos que son las bases de Lewis.

Los ligandos pueden ser moléculas neutras como el H_2O y el NH_3 , aniones monoatómicos como el ión cloruro Cl^- ó aniones poliatómicos como el SCN^- , OH^- , CN^- ; también pueden ser ligandos catiónicos como el hidracinio NH_2NH_3^+ . La mayoría de los complejos tienen como átomo central a iones de metales de transición.

El número de átomos de donadores del par de electrones ion metalico central es el número o índice de coordinación del metal central y es una de sus propiedades características.

La manera apropiada de expresarse es decir que el ligando está coordinado al ion metálico central, cuando ocurre la interacción de Lewis entre ellos.

Un ión complejo unido a cualquier otro tipo de ión que actúa como contraión, neutralizando las cargas, es lo que se denomina un compuesto de coordinación.

La esfera de coordinación incluye el metal o ión metálico (átomo central) y sus ligandos pero no a los contraiones no coordinados. Por ejemplo, la esfera de coordinación del cloruro de hexaammincobalto(III), $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, es el ión hexaammíncobalto(III), $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. Observe que la esfera de coordinación generalmente está entre paréntesis cuadrados (corchetes).

NOMENCLATURA

Se conocen cientos de compuestos de coordinación y se descubren otros nuevos cada año. La International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) ha adoptado un conjunto de reglas para nombrarlos. Estas se basan en las formuladas por Werner:

1. Los aniones se nombran antes que los cationes.
2. Al nombrar la esfera de coordinación, los ligandos se indican por orden alfabético. Los prefijos di = 2, tri = 3, tetra = 4, penta = 5, hexa = 6, etc., especifican el número de ligandos de cada tipo. Por ejemplo, al decir dicloro el "di" indica que dos Cl^- actúan como ligandos. Estos prefijos no se emplean para seguir el orden alfabético. Sin embargo, cuando el prefijo indica el número de sustituidos sobre un ligando sencillo, como en dimetilamina, $\text{NH}(\text{CH}_3)_2$ si se emplea para la alfabetización de los ligandos. Para ligandos complicados (por lo general, sustancias quelantes) se emplean otros prefijos: bis = 2, tris = 3, tetraquis = 4, pentaquis = 5 y hexaquis = 6. Los nombres de ligando complicados se cierran entre paréntesis.
3. Los nombres de ligandos aniónicos terminan en el sufijo -o. Ejemplos son: F^- fluoro; OH^- hidrozoo; O^{2-} oxo; S^{2-} sulfuro; CO_3^{2-} carbonato; CN^- ciano; SO_4^{2-} sulfato; NO_3^- nitrato; $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ tiosulfato.
4. Los nombres de los ligandos neutros suelen permanecer sin cambios. Algunas excepciones importantes son: NH_3 amino; H_2O acuo; CO carbonilo; y NO nitrosilo.
5. Algunos metales presentan estados de oxidación variable. El número de oxidación de ellos se indica mediante un número romano en paréntesis después del nombre del ion complejo o molécula.
6. El sufijo "ato" al final del nombre del complejo indica que es un anión. Cuando el complejo es neutro o catiónico no se emplea sufijo. Se emplea la raíz española para el nombre del metal, pero cuando éste resulta complicado se recurre a la raíz latina. Por ejemplo, se dice ferrato en lugar de hierrato y plumbato en lugar de plomato.

A continuación unos ejemplos:

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$	tetracarbonilníquel(0)
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{en})]\text{Br}_2$	bromuro de diaamín(etilendiamina)cobre(II)
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{OH}_2)\text{Cl}]\text{Cl}_2$	cloruro de acuatetraamínclorocobalto(III)

III. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Experimento N° 1: Formación de iones complejos de Fe^{3+}

La mayoría de los complejos de hierro son octaédricos, existen pocos complejos tetraédricos del hierro.

A continuación observaremos la formación de iones complejos del ion Fe^{3+} .

1. Formación del complejo de Fe^{3+} con tiocianato de amonio.

La solución de tiocianato de amonio da una coloración roja oscura. Esto se debe a la formación de iones complejos como $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ hasta $\text{Fe}(\text{SCN})_4^{1-}$, dependiendo de la concentración de la solución de tiocianato.

- En un tubo de 13x100 mm agregue 10 gotas de FeCl_3 0,1 M, luego agregue 1 gota de NH_4SCN 0,1 M y agite. Observe y anote.

2. Formación del complejo de Fe^{3+} con fluoruro de sodio

- En un tubo de 13x100 mm agregue 10 gotas de Fe^{3+} , luego agregue 4 gotas de NaF 1 M (por cada adición de una gota agite). Observe y anote.
3. Influencia de los ligandos en la geometría de los complejos de Fe^{3+}
- En un tubo de 13x100 mm agregue 10 gotas de Fe^{3+} , luego 2 gotas de NH_4SCN 0,1 M y posteriormente agregue 3 gotas de NaF 1 M (por cada adición de una gota agite). Observe y anote.

Experimento N° 2: Formación de iones complejos de Ni^{2+}

El níquel (II) existe en solución acuosa como ion hexaacuoníquel(II), de color verde. Los complejos que forman son generalmente octaédricos tales como $\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$, son paramagnéticos con dos electrones desapareados. El color de estos complejos es verde, azul o violeta..

El níquel (II) también forma complejos planos cuadrados y son de color amarillo o rojo.

A continuación observaremos la formación de iones complejos de níquel(II).

1. Formación de un quelato de coordinación

La dimetilglioxima (DMG) es un ligando quelato bidentado (2 puntos de unión al metal central).

- En tubo de 13x100 mm coloque 10 gotas de solución de NiCl_2 0,1 M. Agregue 1 gota de dimetilglioxima al 1 %, Observe y anote.

Experimento N° 3: Formación de iones complejos de Co^{2+}

Muchas de las sales hidratadas del cobalto(II) son de color rosa debido a la presencia del ion $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. El cobalto(II), fácilmente forma complejos tetraédricos con ciertos ligandos, por ejemplo con el cloruro.

A continuación observaremos la formación de iones complejos del ion Co^{2+} .

1. Formación del complejo de Co^{2+} con tiocianato potásico

La solución de tiocianato potásico produce una solución azul debido a la formación del ion complejo $[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$, cuando es agregada a una solución de cloruro de cobalto; es mejor agregar algunos cristales de la sal sólida a la solución. Este ion complejo es muy soluble en alcohol amílico.

- En un tubo de ensayo de 13 x 100 mm, colocar 1 mL de una solución de cloruro de cobalto (II) 0,1 M., luego adicione unos cristales de tiocianato de potasio. Agitar bien. Inmediatamente adicione 1 mL de alcohol amílico. Observe y anote los cambios que ocurre. NOTA: No votar los desechos al caño.

2. Formación del complejo de Co^{2+} (tinta invisible)

Frecuentemente la formación de complejos metálicos está acompañada por llamativos cambios de color. Un ejemplo que puede resaltar es el del empleo de soluciones de CoCl_2 como tinta invisible. Si se escribe con esta solución, la letra no será visible sino al calentar el papel. En este caso, aparece un color azul muy visible que vuelve a desaparecer lentamente.

- En un tubo de ensayo coloque 10 gotas de solución de cloruro de cobalto (II) 0,1 M y escriba con ella sobre un papel blanco. Caliente el papel sin quemarlo. Observe.

Experimento N° 4: Formación de iones complejos de Hg_2^{2+}

Los iones cianuro y haluro, excepto el fluoruro, fácilmente forman complejos con el mercurio y es por esta razón que el yoduro mercurioso que se obtiene

como un precipitado escarlata al añadir iones yoduro a una solución de una sal mercurioso, se disuelve al agregar un exceso de iones yoduro.

A continuación observemos la formación de un ión complejo del Hg_2^{2+} .

1. Formación del complejo de Hg_2^{2+} con yoduro de potasio

- En un tubo de ensayo coloque 10 gotas de Hg_2Cl_2 0,2 M agregue gota a gota KI 1,0 M hasta la formación de un precipitado. Añada un exceso de KI 1,0 M hasta la desaparición del precipitado.