

COMPUESTOS DE COORDINACIÓN DE NÍQUEL(II) VISTOS DESDE LA PERSPECTIVA DEL EQUILIBRIO QUÍMICO Y LAS TEORÍAS DE ENLACE

María del Pilar Moralejo¹, Fernando Zamarreño² y Silvia Graciela Acebal¹

1.- INQUISUR-Departamento de Química, Universidad Nacional del Sur, Avda. Alem 1253, Bahía Blanca, Buenos Aires, Argentina; 54-291-4595101 int. 3593. pilarmor@criba.edu.ar

2.- GRUPO DE BIOFÍSICA-Departamento de Física, Universidad Nacional del Sur, Avda. Alem 1253, Bahía Blanca, Buenos Aires, Argentina.

Introducción

El níquel (Ni) es un elemento abundante en la naturaleza. Constituye cerca de 0,008% de la corteza terrestre y 0,01% de las rocas ígneas. Se encuentra formando silicatos, óxidos, sulfuros, sulfatos. Es un metal de gran demanda en la industria siderúrgica, principalmente para la obtención de aceros de gran calidad. El Ni da a las aleaciones dureza, tenacidad y ligereza, así como cualidades anticorrosivas, eléctricas y térmicas. Además de los compuestos simples tipo óxidos o sales, el Ni forma una variedad de compuestos de coordinación denominados comúnmente compuestos complejos.

Estos complejos metálicos están formados por el ión Ni(II) unido a un grupo de moléculas o iones que lo rodean, llamados ligandos. El Ni(II) y los ligandos constituyen la esfera de coordinación del complejo. El enlace entre los ligandos y el Ni(II) es una interacción ácido-base de Lewis. El Ni(II) presenta complejos con diferentes geometrías.

El ión metálico positivo es atraído hacia los electrones de los ligandos pero los electrones alojados en orbitales *d* del ión metálico central experimentan una repulsión por efecto de estos ligandos, entonces de acuerdo a la Teoría del Campo Cristalino se produce un desdoblamiento en los orbitales *d*, originándose un subconjunto de 3 orbitales de menor energía denominado conjunto t_{2g} y otro subconjunto de 2 orbitales de mayor energía llamado e_g . La diferencia de energía entre los dos subconjuntos de orbitales *d* se designa como Δ y se conoce como energía de desdoblamiento del campo cristalino. Esta Teoría permite explicar los colores que se observan en los complejos de Ni(II). La diferencia de energía entre los orbitales *d* (Δ), es del mismo orden de magnitud que la energía de un fotón de luz visible ($E=h\nu$). Un complejo de un metal de transición puede absorber luz visible, la cual excita a un electrón de los orbitales *d* de menor energía (t_{2g}) hacia los de mayor energía (e_g). Cuando $\Delta=\nu$ de la luz irradiada se produce una transición electrónica (por absorción) emitiendo luz correspondiente al color complementario. La magnitud de Δ y, en consecuencia el color del complejo, depende fundamentalmente del ligando.

El Ni(II) por su configuración electrónica $_{18}[\text{Ar}]3d^8$, en los complejos octaédricos, dispone 6 electrones en el nivel t_{2g} y 2 electrones en el nivel e_g formando complejos paramagnéticos.

En esta comunicación se propone como experiencia didáctica, un Trabajo Práctico de Laboratorio desarrollado para el reconocimiento de compuestos de coordinación formados entre el ión metálico Ni(II) y diversos ligandos, haciendo uso de algunas teorías sobre enlace químico en los compuestos complejos. Este Trabajo Práctico forma parte de la currícula de la asignatura Química General e Inorgánica que se dicta para las carreras Licenciatura en Ciencias Geológicas, Profesorado en Geociencias y Licenciatura en Oceanografía, en la Universidad Nacional del Sur.

Metodología

Durante el desarrollo de la experiencia de laboratorio se ponen en contacto una solución acuosa de Ni(II) al 6‰, con distintas soluciones:

- NH₃ concentrado
- solución acuosa de etilendiamina al 4% v/v, y
- solución alcohólica de dimetilglioxima al 1%.

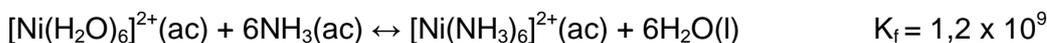
Resultados

Se observa una variada gama de colores que presentan los complejos del ión metálico Ni(II) con los diversos ligandos, lo que se relaciona con las ecuaciones de formación y con las constantes de formación correspondientes:

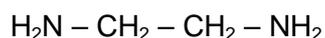
∅ Los iones metálicos hidratados son iones complejos en los que el ligando es el H₂O, es decir la esfera de coordinación está ocupada por moléculas de H₂O (ligando acuoso). Presentan coloración verde.



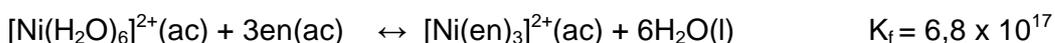
∅ El NH₃ es un ligando monodentado ya que posee un solo átomo donador de un par electrónico (N) y puede ocupar un solo sitio en una esfera de coordinación. Se coordinan 6 moléculas de NH₃ al Ni(II) para formar [Ni(NH₃)₆]²⁺. Su color es azul.



∅ Ciertos ligandos tienen dos o más átomos donadores capaces de coordinarse simultáneamente a un ión metálico, por lo que ocupan dos o más sitios de coordinación. A éstos se les llama ligandos polidentados o agentes quelantes. Un ligando de este tipo es la etilendiamina (1,2-diaminoetano), que se abrevia “en”:



La etilendiamina tiene 2 átomos de N con pares de electrones no compartidos, es un ligando bidentado. Los complejos que forma el Ni(II) con la “en” son octaédricos. Cuando el ligando está en exceso la reacción es la siguiente:



Presenta coloración violeta. En general, los ligandos polidentados forman complejos más estables que los ligandos monodentados (Brown *et al.*, 2009). Las constantes de formación de [Ni(NH₃)₆]²⁺ y de [Ni(en)₃]²⁺, que se muestran en las ecuaciones, ilustran esta observación. Aunque el átomo donador es el N en ambos casos, el [Ni(en)₃]²⁺ tiene una constante de formación más grande que [Ni(NH₃)₆]²⁺.

∅ Otro ligando bidentado es la dimetilglioxima, (butano-2,3-diona dioxima):
CH₃ – C(NO₂) – C(NO₂) – CH₃

La dimetilglioxima es un ligando bidentado. Produce una estructura plana cuadrada para el complejo [Ni(dmg)₂]²⁺ con 4 átomos de N (2 por cada dmg) coordinando con el Ni(II). Se observa un precipitado rojo, en medio alcalino.



El esquema del trabajo finaliza con un texto a completar, según la interpretación de los resultados, además de una serie de preguntas sobre los fenómenos observados.

Conclusión

Este simple sistema y los procedimientos experimentales propuestos, facilitan la integración de diversos conceptos de naturaleza fisicoquímica.

Los resultados obtenidos son favorables ya que se logró una mayor motivación, con una participación muy activa de los alumnos durante la realización de la experiencia.

La conclusión final más destacable es que esta estrategia de enseñanza permite la comprensión de algunas Teorías de Enlace por la observación de los complejos de coordinación formados y la asociación de distintos temas de la asignatura tales como Equilibrio Químico y Solubilidad.

Referencias

Brown T., LeMay H., Bursten B. y C. Murphy. (2009) Química. La Ciencia Central. Pearson Educación.