

***Trabajo Práctico Nº 2:***

***Estequiometría y Equilibrio de Formación de un Complejo***

***Asignatura:*** *Fisicoquímica.*

***Profesor a cargo:*** *Ernesto Christian Hainich.*

***Profesores instructores:*** *Tadeo Enrique Saldaño, Luis Federico Veiga.*

***Alumno:*** *Fernando Amor.*

***Nº de Legajo:*** *24.280*

***Correo electrónico:*** *Fer\_0717@hotmail.com*

***Fecha de entrega:*** *17/11/14*

**Resumen**

En este experimento se determinaron tanto la fórmula empírica como la constante de equilibrio K y la energía libre estándar de formación de un complejo coloreado, formado por ácido salicílico e iones férricos. Los resultados fueron, respectivamente, [Fe (C7H6O3)]2+; 6,3207\*104 y - 27,4794 KJ / mol.

**Introducción**

La mayoría de los compuestos fenólicos reaccionan formando complejos fuertemente coloreados al tratarlos con soluciones de sales férricas. El color, absorción y reflejo de radiación electromagnética a determinada longitud de onda, puede ser aprovechado para determinar la estequiometría de la reacción mediante el método de JOB. En este procedimiento se mezclan los reactivos en proporciones variadas siempre con un volumen final constante, siendo la mezcla de color más intenso la de proporciones correspondientes a la fórmula empírica del complejo. La reacción de complejación se da de la siguiente manera:

aA + bB ↔ AaBb

Mediante espectrofotometría UV-V puede determinarse la concentración del complejo formado utilizando la ecuación de Lambert-Beer:

*A = ε \* b \* c*

Donde *A* es la absorbancia, *ε* el coeficiente de extinción molar, *b* la longitud del camino óptico y *c* la concentración de la especie que absorbe. *ε* es una constante experimental, depende tanto de la longitud de onda a la que se trabaja como del compuesto absorbente.

Para determinar *ε* se realiza una curva de calibración utilizando uno de los reactivos en exceso, de modo que el equilibrio se desplaza hacia la formación de el/los productos, con lo que la concentración del complejo formado vendría a ser igual a la concentración del reactivo limitante.

Para el cálculo de la energía de formación estándar se utiliza la siguiente ecuación:

∆Gº= - R \* T \* ln (K)

Donde R es la constante universal de los gases, T es la temperatura estándar (298 °K) y K es la constante de equilibrio del producto de la reacción, que puede determinarse de la siguiente manera:

K = [Aa Bb] / [A]a [B]b

**Procedimiento experimental**

Los pasos desarrollados fueron los de la guía de trabajos prácticos, con pequeñas modificaciones:

* Parte A): las mezclas de los 8 tubos de ensayo fueron de volumen final 5 ml. Las proporciones se respetaron.
* Parte B): se cambiaron las proporciones en 2 de las 5 soluciones binarias. En vez de 6:4 y 4:6 se utilizaron mezclas de 9:1 y 1:9.

Se emplearon 0,1209 g de sulfato férrico de amonio dodecahidratado para obtener la solución de iones férricos.

**Resultados**

El tubo que presentó el color más intenso fue el n°4, cuya proporción era de 1:1. Correspondió también al mayor valor de absorbancia. La fórmula empírica del complejo entonces es [Fe (C7H6O3)]2+. El valor de la constante K es de 65124,5802, y la energía libre de formación estándar del complejo calculada es - 27,6416 KJ / mol.

**Anexo**

Gráfico 1: barrido espectral del tubo 4



Tabla 1: determinación de la estequiometría de la reacción

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| V(Fe) (ml) | V(Ac.) (ml) | Absorbancia menos blanco (526.2 nm) |
| 1 | 4 | 0,35455 |
| 1,5 | 3,5 | 0,54805 |
| 2 | 3 | 0,63815 |
| 2,5 | 2,5 | 0,64545 |
| 3 | 2 | 0,57385 |
| 3,5 | 1,5 | 0,46015 |
| 4 | 1 | 0,31225 |
| 0 | 5 | 0,08085 |

Gráfico 2: determinación de la estequiometría de la reacción



Tabla 2: determinación de ε

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| V (Ac.) (ml) | Fe (M) | Absorbancia (526,2 nm) |
| 1 | 0,0009 | 1,40305 |
| 3 | 0,0007 | 1,10285 |
| 5 | 0,0005 | 0,81475 |
| 7 | 0,0003 | 0,48165 |
| 9 | 0,0001 | 0,17585 |

Gráfico 3: determinación de ε



Cálculo de K

Para calcular K se tuvieron en cuenta a los tubos 4 y 5. El resto presentaba valores de concentraciones de solutos no reaccionantes erróneos, o discrepaba demasiado.

K4,5 = [complejo] / [Fe]1 [Ac.]1

[Fe] = [Fe]o - [complejo]

[Ac.] = [Ac.]o - [complejo]

**K = ½ \* (K4 + K5) = 6,3207\*104**

Tabla 3: Valores de K

|  |  |
| --- | --- |
| Tubo | K |
| 4 | 65124,58 |
| 5 | 61290,32 |
| 6 | 969668,5 |

Cálculo de ∆Gº

∆Gº = - R \* T \* ln (K)

∆Gº = - 8.314 J/mol\*°K \* 299 °K \* ln(6,3207\*104)

**∆Gº = - 27,4794 KJ / mol**

**Conclusiones**

Se cumplieron los objetivos del trabajo práctico, pero algunos detalles evidencian errores experimentales. En 4 de los 7 tubos la concentración del complejo era mayor que la original del reactivo limitante, imposibilitando los cálculos de K y energía libre. Esto pudo deberse bien a suciedad no detectada en la cubeta donde se midieron las absorbancias, como a errores de medición en la preparación de las soluciones.

Para realizar los cálculos se supuso que la única especie absorbente fuera el complejo, y que no se formaba ninguna otro compuesto que no fuera el complejo mismo.

Los valores de K y ∆Gº coincidieron las previsiones. Es una reacción espontánea, por lo que su energía libre estándar de reacción debía forzosamente ser negativa. Y la reacción tiende en gran medida hacia los productos, por lo que una K mucho mayor que 1 y que prácticamente haya coincidido en dos soluciones de diferente concentración es un resultado esperado.

**Bibliografía**

- Guía de Trabajos Prácticos de Fisicoquímica