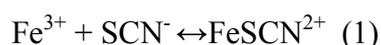


1. Tema

El objetivo del presente trabajo fue determinar el valor de la constante de un equilibrio químico, concretamente la constante del equilibrio que se establece en disolución acuosa, entre el ión hierro (III), el ión sulfocianuro y uno de los compuestos complejos que pueden formar, el FeSCN^{2+} . Podemos representar tal equilibrio mediante la ecuación (1) adjunta:



2. Pasos seguidos en la investigación realizada

Para determinar experimentalmente el valor de la constante de equilibrio de la reacción dada, aprovecharemos una propiedad de las sustancias, el color. El complejo formado es una especie química que tiene color rojo, mientras que los iones hierro y sulfocianuro en disolución acuosa son incoloros.



Disolución incolora Disolución con color rojo



Disoluciones de FeSCN^{2+} y sensor colorimétrico utilizados en la experiencia

La determinación exacta de la concentración de complejo se puede realizar con un colorímetro, aprovechando la ley de Beer-Lambert que relaciona la concentración de una sustancia en disolución, con la disminución en la intensidad de la luz que la atraviesa. La concentración de ión hierro e ión sulfocianuro se puede calcular sabiendo que para formarse 1 mol por litro de complejo, habrán tenido que consumirse necesariamente 1 mol por litro de ión hierro y 1 mol por litro de sulfocianuro.

Una vez determinada la concentración de FeSCN^{2+} en el equilibrio y como las concentraciones iniciales de Fe^{3+} y SCN^- son conocidas, será posible averiguar las concentraciones finales o de equilibrio de los reactivos, según las expresiones siguientes:

$$[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Fe}^{3+} \text{ inicial}] - [\text{FeSCN}^{2+}] \quad (7)$$

$$[\text{SCN}^-] = [\text{SCN}^- \text{ inicial}] - [\text{FeSCN}^{2+}] \quad (8)$$

Primera parte: obtener una recta de calibrado para la concentración en disolución del complejo tiocianato férrico, es decir una relación que nos permita calcular la concentración de este complejo a partir del valor medido de la absorbancia en tal disolución. Para ello necesitamos disponer de disoluciones de las que conozcamos exactamente el valor de la concentración del complejo y éste está en equilibrio con el ión férrico y el ión tiocianato. Optamos por añadir exceso del ión Fe^{3+} de tal forma que en esta parte A de la experiencia, podremos suponer que se cumplen las expresiones siguientes:

$$[\text{FeSCN}^{2+}] = [\text{SCN}^- \text{ inicial}] \quad , \quad [\text{SCN}^-] \cong 0 \quad (11)$$

Se prepararon las disoluciones necesarias:

- Disolución 0,1 M de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ en agua
- Disolución 0,003 M de KSCN en agua
- Disolución 1 M de HNO_3 en agua

Se prepararon las mezclas de reacción necesarias para poder trazar la recta de calibrado, añadiendo cantidades crecientes de KSCN a una disolución con una cantidad fija, notablemente en exceso, de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Una vez preparadas las disoluciones patrón necesarias para obtener la recta de calibrado, se van llenando las cubetas del colorímetro con las disoluciones preparadas y se van registrando los valores de absorbancia. La longitud de onda utilizada fue la longitud de onda del verde porque presentaba la mejor respuesta lineal. Del ajuste lineal de los puntos experimentales se obtiene la relación entre la absorbancia y la concentración en disolución del complejo FeSCN^{2+} :

$$A = 710.M + 0,0009 \quad (13)$$

Segunda parte: determinación de la constante de equilibrio. Se prepararon 6 mezclas de reacción con Fe^{3+} y SCN^- y una vez preparadas las mezclas, se van llenando las cubetas del colorímetro y se van registrando los valores de absorbancia. Los valores de las concentraciones en equilibrio del complejo formado, FeSCN^{2+} , se calculan a partir de la recta de calibrado (13). Las concentraciones en el equilibrio de Fe^{3+} y SCN^- se pueden calcular a partir del dato conocido de la concentración de equilibrio de FeSCN^{2+}

El material requerido para el desarrollo del experimento fue material de vidrio habitual en un laboratorio escolar (vasos, pipetas, buretas, etc), un ordenador Pentium, programa informático “Data Studio” de PASCO[®], un sensor colorimétrico (PS-2121 PASCO[®]), un USB link PASCO[®] y las sustancias mencionadas anteriormente.

3. Resultados y conclusiones

Los datos de la bibliografía muestran una variedad muy amplia para el valor de la constante de este equilibrio, llegando a oscilar entre $126 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}$ y $1259 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}$. Queda claro que se trata de una determinación difícil por la gran variedad de factores o condiciones experimentales que pueden afectar al valor de esta constante de equilibrio. Algunas de las posibles causas que pueden provocar estas dispersiones son:

- Limitaciones de la propia ley de Lambert-Beer porque se utilice en condiciones inadecuadas (radiación no monocromática, existencia de procesos diferentes a la absorción, la especie química absorbente cambia, etc)
- Efecto de la fuerza iónica. Los equilibrios en los que participan especies iónicas son afectados por la presencia de todos los iones de la disolución. Por ello la constante de equilibrio obtenida es válida, estrictamente, sólo en estas condiciones de fuerza iónica.
- Formación de otras especies, también coloreadas, con el mismo ligando SCN^- pero de orden superior $n \geq 2$.
- La recta de calibrado construida, requiere más de 5 puntos experimentales para mejorar el coeficiente de correlación.
- En algunos ensayos la concentración de la especie coloreada, FeSCN^{2+} queda fuera del rango lineal de la ley de Lambert-Beer.

A pesar de todos estos factores, ha quedado demostrado que, independientemente de las concentraciones iniciales, las especies químicas reaccionan de tal forma que el sistema evoluciona hacia una situación de equilibrio, que bajo nuestras condiciones de trabajo, puede describirse por un valor de constante de equilibrio igual a

$$K = 240 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L a } 19 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

4. Bibliografía consultada

- Baeza Baeza, J. J. El equilibrio químico. Departamento de Química Analítica, Universidad de Valencia. Disponible en <http://www.uv.es/baeza/equili.html>
- Burriel Martí, F., Lucena Conde, F., Arribas Jimeno, S., Hernández Méndez, J. (1985). Química Analítica Cualitativa. Madrid: Paraninfo. Págs.348-49.
- Marín García, M. L. (2004) *Bases químicas del medio ambiente: manual de laboratorio*. Página 41. Disponible en Internet
<http://books.google.es/books?id=Mp-HKeeRzbAC&lpg=PA43&ots=dZkyCzkDTl&dq=constante%20de%20equilibrio%20hierro%20sulfocianuro&pg=PA46#v=onepage&q=constante%20de%20equilibrio%20hierro%20sulfocianuro&f=false>
- Masjuan, M. D., Pelegrín, J. (2009). *Química 2 Bachillerato*. Barcelona: Casals. Tema 6: Páginas.147-184.
- Oro, L. A., Andreu, J. L., Fernández, M. C., Pérez-Torrente, J. (1997). *Química*. Madrid: Santillana. Páginas: 65, 67 y 69.
- Petrucci, R. H., Harwood, W. S., Herring, F. G. (2003). *Química General*. Madrid: Prentice Hall. Páginas: 627-629.
- Práctica 2. Determinación espectrofotométrica de MnO_4^- . Laboratorio integrado E.P.S. de Algeciras. Universidad de Cádiz Disponible en Internet.
<http://www.uca.es/grup-invest/corrosion/integrado/P2.pdf>

- Práctica n° 7, Equilibrio químico. 1^{er} cuatrimestre de 2004. Química General e Inorgánica I. Universidad de Buenos Aires. Disponible en:
www.q1.fcen.uba.ar/materias/qi1/doc/GTP07mod.pdf
- PASCO[®] (2009/2010). *Physics & Engineering Education*. California (USA). Página 46.